

The University of Toronto
Chemical Library

Presented
to
The University of Toronto Library
by
William Lash Miller, B.A., Ph.D., C.B.E.
Professor Emeritus of Physical Chemistry
for
A Departmental Library to be under
the control of the Professor of
Chemistry according to the conditions
set out in a letter from the Librarian
of the University dated March 21st
1938.

COURS

DE CHIMIE.



COURS
DE CHIMIE,

PAR M. GAY-LUSSAC,

COMPRENANT

L'HISTOIRE DES SELS, LA CHIMIE VÉGÉTALE ET ANIMALE.

TOME PREMIER.



Paris,
PICHON ET DIDIER, ÉDITEURS,
LIBRAIRES-COMMISSIONNAIRES, SUCCESSEURS DE BÉCHET AINÉ,
QUAI DES AUGUSTINS, N° 47.

1828

IMPRIMERIE DE HUZARD-COURCIER,
rue du Jardinet, nº 12.

AVIS DES ÉDITEURS.

Le *Cours de Chimie* que nous offrons au public comprend l'*Histoire des sels*, qui a toujours été et qui devient chaque jour l'une des parties les plus importantes de cette science, *la Chimie végétale et la Chimie animale.*

L'histoire de toutes les substances examinées dans ce Cours est aussi complète qu'on puisse le désirer, et traitée avec cette supériorité qui a valu à M. Gay-Lussac sa célébrité européenne ; elle est tracée avec cette exactitude que les talens du Professeur promettent, et comme personne mieux que lui n'est à même de connaître les travaux qui se font dans tous les pays, on peut assurer qu'elle est parfaitement au niveau des connaissances actuelles.

Si un traité de Chimie présente des avantages, il est plus fatigant à lire que des leçons où le Professeur entre dans tous les détails nécessaires pour faire comprendre son sujet, et l'on y trouve un cachet particulier de l'improvisation facile

du Professeur, qui sera souvent préférée au travail de l'écrivain.

La Chimie est devenue de nos jours une science si importante, on peut même dire si indispensable pour la plupart des professions, que les efforts faits pour en propager la connaissance ne peuvent rester sans succès, et nous ne croyons pas nous trop flatter en pensant que le Cours d'un Professeur aussi illustre que M. Gay-Lussac sera favorablement accueilli, quoiqu'il ne comporte qu'une partie de la science.

TABLE DES MATIÈRES

CONTENUES DANS LE COURS DE CHIMIE

DE M. GAY-LUSSAC.

1re LEÇON.

Définition des sels, page 1. — Neutralisation, 4. — Théorie des proportions chimiques, 6. — Définition de la neutralité, 13. — Tendance des corps à former des composés stables, 19. — Classification des sels, 20. — Caractères génériques des sels, 23. — Décrépitation, 24. — Action des dissolvans, 27. — Eau de cristallisation, 28. — Fusion aqueuse, *ibid.* — Fusion ignée, *ibid.*

2e LEÇON.

Formation des cristaux, page 1. — Méthode de cristallisation de Leblanc, 2. — Action de l'air sur les sels, 3. — Déliquescence et efflorescence, 4. — Action des corps simples sur les sels, 7. — Action des acides, *ibid.* — Des bases, 10. — Borates, 11. — Borax, 16. — Biborate, 21. — Boracite, 24.

3e LEÇON.

Carbonates, page 1.—Carbonate de chaux, 6. — Il sert à préparer la chaux, 10.—Action singulière de la chaleur sur ce sel, 11. — Aragonite, 12. — Substances formées par le carbonate de chaux, 13. — Carbonate de baryte, 15. — Carbonate de strontiane, 19. — Carbonate de potasse, 21. — Bi-carbonate de potasse, 26. — Sesqui-carbonate, 28. — Carbonate de soude, *ibid.*

4e LEÇON.

Bi-carbonate, page 4. — Sesqui-carbonate, 6. — Carbonate d'ammoniaque, 7. — Bi-carbonate, 8. — Carbonate de magnésie, 9. — Bi-carbonate, 10. — Magnésie blanche, 12. — Carbonate de fer, 13. — Carbonate de manganèse, 15. — Carbonate de cuivre, 16.—Cendres bleues, 19. — Carbonate de plomb, 20. — Carbonate de zinc, 21. — Carbonate de chaux et de magnésie, 23. — Carbonate de soude et de chaux, *ibid.* — Ce que c'est que la force de cohésion en Chimie, 24.—Doubles décompositions, 25.

5e LEÇON.

Phosphate de soude, page 1. — Bi-phosphate, 9. — Phosphate de potasse, *ibid.* — Phosphate de baryte, *ibid.*— Bi-phosphate, 10. — Autres phosphates, 11. — Phosphate de chaux, 12. — Autres phosphates, 15. — Phosphate des os, 16. — Préparation du phosphore, 19. — Phosphate d'ammoniaque, 24. — Sel d'urine, 25. — Phosphates de magnésie, 26.

6e LEÇON.

Phosphate de fer, page 1. — Autres phosphates, 2 et 3. — Phosphate de cobalt, 4. — Bleu de Thénard, 5. — Phosphate de plomb, 6. — Phosphate d'argent, 11. — Phosphites, *ibid.* — Hypophosphites, 14. — Arseniates, 17. — Arseniate de potasse, 20. — Bi-arseniate, 21. — Arseniate de soude, *ibid.* — Arseniate de chaux, 23. — Arseniate de magnésie, *ibid.* — Arseniate de fer, *ibid.*

7e LEÇON.

Sulfates, page 1. — Sulfate de potasse, 7. — Bi-sulfate, 9. — Sulfate de soude, 10. — Sulfate d'ammoniaque, 12. — Bi-sulfate, 13. — Sulfate de baryte, *ibid.* — Sulfate de strontiane, 15.

8e LEÇON.

Action de l'eau sur le sulfate de soude, page 1. — Sulfate de chaux, 3. — Plâtre, 6. — Albâtre, *ibid.* — Emploi du plâtre comme engrais, 10. — *Idem,* pour l'apprêt des étoffes, 11. — Glaubérite, 12. — Sulfate de magnésie, *ibid.* — Changement de forme des cristaux de ce sulfate par la chaleur, 15. — Sulfate d'alumine, 16. — Sulfate basique, 17. — Alun de potasse, 18. — Pyrophore, 20. — Alun de soude, 24. — Alun d'ammoniaque, 28.

9e LEÇON.

Sulfate de glucine, page 1. — Sulfate de manganèse, 3. — Sulfate rouge, 4. — Sulfate de zinc, *ibid.* — Sulfate de fer, 9. — Sulfate basique, 12. — Acide sulfurique

anhydre, *ibid.*—Colcothar, 13.—Sulfate de peroxide, 14. — Sulfate de cobalt, 17. — Sulfate de cuivre, 18. — Sulfate basique, 20. — Sulfate de nickel, 21. — Sulfate de plomb, *ibid.* — Sulfate de mercure, 23. — Sulfate de peroxide, 24. — Turbith minéral, *ibid.* — Sulfate d'argent, *ibid.* — Sulfites, 27.

10e LEÇON.

Sulfites, page 1. — Bi-sulfites, 5. — Hyposulfites, *ibid.* — Hyposulfates, 6. — Nitrates, 12. — Nitrate de potasse, 16.

11e LEÇON.

Formation du nitre dans la nature, page 1. — Extraction du nitrate de potasse, 4. — Nitrate de soude, 10. — Nitrate d'ammoniaque, 11. — Froid produit par la dissolution de ce sel; singuliers résultats à cet égard, 13. — Nitrate de baryte, 14. — Nitrate de strontiane, 15. — Nitrate de chaux, 16. — Action de l'acide nitrique sur l'étain et l'antimoine, 17. — Nitrate de bismuth, *ibid.* — Nitrate de cuivre, 18. — Nitrate basique, 19. — Nitrate de plomb, *ibid.* — Autres nitrates, 20. — De l'ammonium, 21. — Nitrate de mercure, 22.

12e LEÇON.

Nitrate d'argent, page 1. — Moyen de marquer le linge avec ce sel, 4. — Hyponitrites, 9. — Hyponitrite de plomb, 12. — Autres hyponitrites de plomb, 14. — Hyponitrite de cuivre, 15. — Poudre à canon, *ibid.* — Charbon roux, 17. — Préparation de la poudre par les nouveaux procédés, 18. — Chlorates, 24. — Chlorate de potasse, 26. — Allumettes oxigénées, 29.

13e LEÇON.

Chlorate de potasse, page 1. — Chlorate d'ammoniaque, 3. — Chlorate de baryte, 4. — Chlorate de strontiane, 5. — Chlorure de chaux, 6. — Chlorate oxigéné de potasse, 10. — Bromates, 12. — Iodates, 13. — Iodate de potasse, 15. — Iodate d'ammoniaque, 16. — Iodate de chaux, 17. — *Idem*, de baryte, *ibid.* — *Idem*, de strontiane, *ibid.* — Iodites, *ibid.* — Sels formés par les hydracides, 18. — Hydrofluates, 20. — Hydrofluate d'ammoniaque, 24. — Fluorure de potassium, 25. — Fluorure de sodium, 26. — Fluorure de calcium, 27.

14e LEÇON.

Fluorure de calcium, page 1. — Fluorure d'aluminium, 5. — Fluorure d'aluminium et de calcium, *ibid.* — Fluorure d'aluminium et de potassium, *ibid.* — Acide fluosilicique, 6. — Fluosilicate d'ammoniaque, 7. — Hydro-fluo-silicique, 9. — Hydro-fluo-silicique de potasse, 12. — Chlorures, 13 — Hydrochlorate d'ammoniaque, 17. — Sa production dans les volcans, 24.

15e LEÇON.

Chlorure de potassium, page 1. — Froid qu'il produit en se dissolvant, 4. — Chlorure de sodium, 5. — Moyen de reconnaître la proportion d'un mélange de chlorure de potassium et de chlorure de sodium, 9. — Chlorure de barium, 18. — Chlorure de strontium, 24. — Chlo-

rure de calcium, *ibid.* — Pyrophore *de Homberg*, 25. — Chlorure de magnésium, 28.

16ᵉ LEÇON.

Chlorure d'aluminium, page 1. — Aluminium, 5. — Formation du corindon, 8. — Protochlorure de manganèse, *ibid.* — Perchlorure de manganèse, 10. — Caméléon, *ibid.* — Chlorure de zinc, 12. — Protochlorure de fer, 13. — Formation du fer spéculaire, 15. — Protochlorure d'étain, 18. — Perchlorure, 24. — Chlorure d'arsenic, 27.

17ᵉ LEÇON.

Protochlorure de chrôme, page 1. — Perchlorure, 2. — Protochlorure d'antimoine, 3. — Deutochlorure, 5. — Perchlorure, 6. — Chlorure de cobalt, *ibid.* — Encres de sympathie, 7. — Chlorure de bismuth, 10. — Protochlorure de cuivre, 12. — Perchlorure de cuivre, 13. — Chloroxide de cuivre, 14. — Chlorure de nickel, 15. — Chlorure de plomb, *ibid.* — Chloroxide, 16. — Jaune minéral, 17. — Protochlorure de mercure, 18. — Deutochlorure, 21. — Chloroxide, 24. — Chlorure d'argent, *ibid.*

18ᵉ LEÇON.

Moyen d'argenter avec ce chlorure, page 1. — Protochlorure de platine, 3. — Sous-chlorure, *ibid.* — Perchlorure, 4. — Chlorures doubles, 6. — Sous-chlorure d'or, 9. — Perchlorure d'or, 10. — Pourpre de Cassius, 11. — Chlorure double d'or et de potasse, 13. — Autres

chlorures, *ibid.* — Chlorure double, 17. — Hydriodate, 18. — Iodure de potassium, 22. — Iodure de sodium, 26. — Iodure de barium, de strontium et de calcium, de plomb et de bismuth, *ibid.* — Iodure de barium, *ibid.* — Iodure de magnésium, 27. — Iodure de zinc, *ibid.* — Iodures doubles, 28. — Sulfures, 29. — Hydrosulfates, 30.

19e LEÇON.

Sulfures, page 1. — Hydrosulfate d'ammoniaque, 3. — Sulfure de potassium, 5.—Hydrosulfate de potasse, 6. — Sulfure de sodium, *ibid.*—Sulfure de barium, *ibid.* —Sulfure de strontium, 7.—Sulfure de magnésium, 8. — Sulfures métalliques, *ibid.* — Hydrosulfate de sulfure de potassium, 13. — Hydrosulfate de sulfure de sodium, 17. — Divers sulfures de potassium, 19.

20e LEÇON.

Sulfures, page 1.—Action des hydrosulfates sur le soufre, 5. — Liqueur fumante de Boyle, 7. — Quelques faits relatifs au *pyrophore*, 13. — Hyposulfate, 17. — Kermès, 20 — Soufre doré d'antimoine, 25. — Chromates, 25. — Chromate de potasse, 28. — Bi-chromate, 29.

21e LEÇON.

Antimonites et antimoniates, page 2. — Caractère des sels tirés des bases, 6. — Moyen de transformer un sel insoluble en sel soluble, *ibid.* — Sels non précipités par l'hydrosulfate de potasse, 12. — Sels précipités par l'hydrosulfate, 13. — Sels non précipités par le carbo-

nate de potasse, *ibid.* — Sels précipités par les carbonates, 14. — Sels non précipités par l'acide hydrosulfurique, *ibid.* — Sels précipités par l'acide hydrosulfurique, *ibid.* — Caractère des sels de potasse, 15 — Des sels de soude, 16. — Des sels d'ammoniaque, 18. — Des sels de baryte, *ibid.* — Des sels de strontiane, 20. — Des sels de chaux, 21. — Des sels de magnésie, 22. — Des sels d'alumine, 23. — Des sels de manganèse, 24. — Emploi du cyanoferrure de potassium pour reconnaître les sels métalliques, 25. — Caractères des sels de zinc, 26. — Des sels de fer, 27.

22e LEÇON.

Caractères des sels de cobalt, page 1. — Des sels de nickel, 2. — Des sels de chrôme, 4. — Des sels d'étain, 5. — Des sels d'antimoine, 8. — Des sels de bismuth, 10. — Des sels de plomb, *ibid.* — Arbre de Saturne, 11. — Caractères des sels de cuivre, 12. — Des sels de mercure, 14. — Des sels d'argent, 15. — Des sels de platine, 18. — Des sels d'or, *ibid.* — Chimie végétale, 19. — Produits immédiats des végétaux, 24. — Analyse des matières végétales par le chlorate de potasse, 27. — *Idem*, par l'oxide de cuivre, 29 — Détermination de l'acide carbonique, 35.

23e LEÇON.

Détermination de l'hydrogène, page 1. — Procédé de M. de Saussure, 5. — Procédé du docteur Prout, 6. — Action de la chaleur sur les substances végétales, 7. — Action de l'acide nitrique, 10. — Action de l'acide

sulfurique, *ibid.* — Action des oxides, 11. — Action de l'eau, 12. — Action de l'alcool et de l'éther, *ibid.* — Acides végétaux, 13. — Acide acétique, 14. — Des acétates, 20. — Acétate de potasse, *ibid.* — Acétate de soude, 22. — Acétate de chaux, 23. — Acétate d'alumine, *ibid.* — Acétate de fer, 24. — Acétate de plomb, *ibid.* — Acétate basique, 27. — Blanc de plomb, *ibid.* — Autre acétate basique, 30. — Acétate de cuivre, *ibid.* — Vert-de-gris, 31. — Acétate d'argent, 32. — Acétate de mercure, *ibid.* — Esprit pyro-acétique, 33.

24e LEÇON.

Acide oxalique, page 2. — Il ne contient pas d'hydrogène, 5. — Oxalates, 8. — Oxalate de potasse, 9. — Bi-oxalate, *ibid.* — Quadroxalate, 11. — Oxalate de soude, *ibid.* — Oxalate d'ammoniaque, *ibid.* — Oxalate de baryte, *ibid.* — Oxalate de chaux, 12. — Rôle qu'il paraît jouer dans les végétaux, 14. — Oxalate de magnésie, *ibid.* — Oxalate de fer, *ibid.* — Oxalate de plomb, 15. — Oxalate de zinc, *ibid.* — Acide tartrique, 16. — Tartrates, 18. — Tartrate de potasse, *ibid.* — Bi-tartrate, 19. — Tartrate de soude, *ibid.* — Tartrate de potasse et de soude, 20. — Tartrate de potasse et d'antimoine, *ibid.* — Acide racénique, 23. — Acide citrique, *ibid.* — Citrate, 25. — Acide malique, 26. — Acide pyro-malique, 28. — Malate de plomb, *ibid.* — Acide gallique, 29.

25e LEÇON.

Acide benzoïque, page 1. — Acide formique, 5. — Acide

pectique, 7. — Pectates, 9. — Acide lactique, 11. — Lactates, 12. — Tannin, *ibid.* — Acide mucique, 15. — Acide succinique, 16. — Alcalis végétaux, 19. — Morphine, 28.

26e LEÇON.

Sels de morphine, page 2. — Narcotine, 4. — Strychnine, 5. — Brucine, 7. — Vératrine, 8. — Quinine, *ibid.* — Sulfate de quinine, 10. — Bi-sulfate, *ibid.* — Nitrate, 11. — Cinchonine, 12. — Sulfate de cinchonine, *ibid.* — Bi-sulfate, *ibid.* — Émétine, 13. — Solanine, *ibid.* — Substances végétales neutres, 14. — 1er groupe : substances contenant de l'oxigène et de l'hydrogène dans la proportion nécessaire pour faire l'eau, 15. — Sucre, 16. — Sucre de cannes, 17. — Sucre de betteraves, 26. — Terrage du sucre, 30. — Sucre de raisin, 31. — Sucre de miel, 33. — Sucre incristallisable, 34.

27e LEÇON.

Mannite, page 1. — Sucre de réglisse, 3. — Asparagine, 4. — Amidon, 5. — Sagou, 10. — Cassave, *ibid.* — Sucre d'amidon, 12. — Analyse de l'amidon, 14. — Lichen, 16. — Inuline, *ibid.* — Gomme, 17. — Gomme arabique, 20. — Gomme adraganthe, 21. — Salep, 22. — Ligneux, 23. — Densité du ligneux, 24. — Analyses du ligneux, 25. — Conversion du ligneux en sucre, 30.

28e LEÇON.

Des corps inflammables, page 1. — Leur division en substances solubles et substances insolubles dans l'eau,

3.—Huiles grasses, 4.—Stéarine, 5.—Oléine, *ibid.* — Leur préparation par la pression, 6. — Par les moyens chimiques, 7. — Leur analyse, 9. — Action de l'oxigène sur les huiles fixes, 11. — Action des métaux, de l'alcool et des acides, 13. — Huiles siccatives, 14. — Huile d'olives, 16. — Moyen de déterminer les quantités d'huile de graines mêlées avec, 17. — Huile de colza et de navette, 18. — Moyen de les purifier, 19. — Huile de palme, 20. — Cire, *ibid.* — Cire de *myrica cerifera,* 23. — Cire de l'arbre à vaches, 24. — Analyse de la cire d'abeilles, 25. — Caoutchouc, *ibid.* — De la saponification, 28. — Acide stéarique, 32. — Acide margarique, 33. — Acide oléique, *ibid.* — Leur analyse, 34 et 35.

29e LEÇON.

Stéarate neutre de potasse, page 2. — Bi-stéarate, 3. — Stéarates de soude, *ibid.*—Oléate neutre de potasse, 4. — Bi-oléate, 5. — Sels à base de baryte, strontiane, chaux et oxides métalliques, *ibid.* — Savon blanc, 6. — Savon marbré, 7. — Analyse du savon, 8. — Glycérine, 9. — Son analyse, 10. — Théorie de la saponification, *ibid.* — Préparation des acides gras par la distillation, 11. — Par l'acide sulfurique, 12.—Huiles volatiles ou essentielles, 13. — Action de l'eau, 14.— Huiles essentielles ne contenant pas d'oxigène, 15. — Huile de térébenthine, 16. — Son analyse, *ibid.*— Camphre artificiel, 18. — Son analyse, *ibid.* — Huiles essentielles contenant de l'oxigène, 19. — Huile de lavande, *ibid.* — Camphre, *ibid.* — Son analyse, 21.—

Préparation des huiles essentielles en général, 22. — Emploi de l'huile d'olives pour en obtenir quelques-unes, 23. — Naphte et pétrole, *ibid.* — Analyse du pétrole, 24. — Il sert à dissoudre le caoutchouc, *ibid.* — Naphtaline, 25. — Résines, *ibid.* — Électricité qu'elles développent, 26. — Leur analyse, 28. — Baumes, 29. — Colophane, *ibid.* — Elle saponifie les huiles, *ibid.* — Résine copal, 30. — Résine ou gomme laque, *ibid.* — Succin, 31. — Corps inflammables solubles dans l'eau, 32. — Alcool, *ibid.* — Son analyse, 34 et 35. — Action de l'eau, 35.

30e LEÇON.

Composition de l'alcool, page 1. — Action de l'eau, 2. — Action du nitrate de mercure, *ibid.* — Éther sulfurique, 3. — Sa composition, 5. — Théorie de sa formation, 5 et 6. — Acide sulfovinique, 6 — Sulfovinate de chaux, 7. — Analyse du sulfovinate de baryte, *ibid.* — Huile douce du vin, 8. — Son analyse, *ibid.* — Éthers phosphorique, arsenique, fluoborique, 9. — Éther formé par un hydracide et l'hydrogène bicarboné, 11. — Éther hydrochlorique, *ibid.* — Son analyse, 12. — Éthers formés par l'éther sulfurique et divers acides, *ibid.* — Éther nitrique, 14. — Éthers végétaux, 15. — Éther acétique, *ibid.* — Son analyse, 16. — Éther oxalique, 17. — Théorie de la formation des éthers végétaux, 18. — Matière colorante, *ibid.* — Blanchîment du lin et du chanvre, 22. — Désuintage de la laine, 26. — Du suint, *ibid.* — Décreusage de la soie, *ibid.* — Des mordans, 28. — Alunage, *ibid.* —

Application des couleurs, 30. — Rongeurs, 31. — Garance, *ibid.* — Bois de Campêche, *ibid.* — Hématine, 32. — Bois de Brésil, *ibid.* — Rouge d'Andrinople, *ibid.* — Alizarine, 34. — Roucou, *ibid.* — Carthame, *ibid.* — Cochenille, 35. — Carmin, *ibid.* — Écarlate, 36.

31e LEÇON.

Indigo, page 1. — Cuve au vitriol, 4. — Indigo blanc, 5. — Dissolution de l'indigo dans l'acide sulfurique, 7. — Bleu de Saxe, 8. — Bleu de prussiate de fer, 9. — Bleu de tournesol, 10. — Noir, 11. — Substances azotées, 12. — Gluten, 13. — La bonne qualité des grains dépend de la quantité de gluten, 15. — Légumine, 16. — Albumine, *ibid.* — Ferment, 17. — Fermentation, 18. — Nature des divers liquides fermentés, 22. — L'oxigène est indispensable pour la fermentation du jus de raisin, 23. — L'ébullition empêche ou arrête la fermentation, 24. — Procédé de M. Appert, 25. — Germination, 26. — Décomposition de l'acide carbonique par les parties vertes des plantes, 28. — Chimie animale, 31. — Substances animales, 32. — Leur décomposition spontanée, 33. — Théorie des nitrières artificielles, *ibid.* — Action de l'acide nitrique sur les substances animales, 34. — Amer de Welther, *ibid.* — Acide carbazotique, 35. — Son analyse, *ibid.* — Action des alcalis, 36. — Cyanogène, *ibid.* — Son analyse, 37. — Action du potassium sur ce gaz, 38. — Acide hydrocyanique, 39. — Son action sur l'économie animale, 40. — Analyse de l'acide hydrocyanique, 41.

32e LEÇON.

Nature de l'acide hydrocyanique, page 2. — Cyanure ou hydrocyanate, 3 et 4.—Cyanoferrure de potassium, 5. —Son analyse, 6. — Acide hydrocyanoferrique, *ibid.* — Son analyse, 7. — Hydrocyanoargentique, hydrocyanoaurique, hydrocyanocuprique, *ibid.* — Hydrocyanoferrate de potasse, 8. — Bleu de Prusse, 10. — Cyanoferrure de potassium rouge, 14. — Son analyse, 15. — Cyanates, 16. — Fulminates, 18. — Fulminate d'argent, 21. — Son analyse, *ibid.* — Fulminate de mercure, 23. — Cyanosulfure de potassium, 24. — Quelques réflexions sur la fabrication du bleu de Prusse, *ibid.* — Fibrine, 26. — Leucine, 28. — Fausses idées que l'on avait sur la transformation des cadavres en gras, 29. — Analyse de la fibrine, 30. — Gélatine, 31. — Sucre de gélatine, 32. — Analyse de la gélatine, 33. — Colle-forte, *ibid.* — Tablettes de bouillon, 35.

33e LEÇON.

Fibrine, page 1. — Gélatine, 3. — Albumine, *ibid.* — Action de l'acide phosphorique, 5. — Analyse de l'albumine, 6. — Caséum, 7. — Son analyse, 10.—Urée, 11. — Son analyse, 13. — Matière colorante du sang, *ibid.* — Sucre de lait, 17. — Corps gras, 18.— Cétine, 19. — Son analyse, *ibid.* — Éthal, 20. — Butyrine, 21. — Acides butyrique, caproïque et caprique, *ibid.* — Phocénine, *ibid.* — Hircine, 22. — Acide hircique, *ibid.* — Cholestérine, *ibid.* — Acide cholestérique, *ibid.* — Acide urique, *ibid.* — Acide rosacique, *ibid.*

— Acide pyro-urique, 24. — Acide purpurique, *ibid.* — Du sang, *ibid.* — Il contient de l'urée, 25. — La stéarine, l'oléine et la cholestérine s'y rencontrent aussi, 26. — Liquides animaux alcalins, *ibid.* — Bile, 27. — Picromel, *ibid.* — Mucus, 29. — Il y en a diverses espèces, 30. — Liquides animaux acides, 32. — Sueur, *ibid.* — Son acidité est due à l'acide lactique, *ibid.* — Lait, *ibid.* — Urine, 33. — Calculs urinaires, 35. — Diverses espèces de calculs, *ibid.* — Tissus, 36. — Tissu musculaire, *ibid.* — Cheveux, poils, ongles, *ibid.* — Cerveau, 37. — Os, 38. — Ivoire, *ibid.* — Dents, *ibid.* — Coquilles, *ibid.* — De la chaleur animale, *ibid.* — Il disparaît de l'oxigène dans la respiration, 39. — Il se dégage de l'azote, *ibid.* — Les produits obtenus ne représentent pas la chaleur dégagée, 40.

FIN DE LA TABLE DES MATIÈRES.

TABLE ALPHABÉTIQUE

DES MATIÈRES CONTENUES DANS LE COURS DE CHIMIE

DE M. GAY-LUSSAC.

A.

Acétates, Leçon 13, page 19. – Tous les acétates donnent de l'acide acétique par la distillation, mais quantité différente, et mêlé souvent d'esprit pyro-acétique, 33.

Acétate d'alumine, L. 23, p. 23. – On l'emploie dans la fabrication des toiles peintes, *ibid.*

Acétate d'ammoniaque, L. 23, p. 23.

Acétate d'argent, L. 23, p. 32.

Acétate de baryte et de strontiane, L. 23, p. 23.

Acétate de chaux, L. 23, p. 32.

Acétate de cuivre, L. 23, p. 30. – Verdet ou vert-de-gris, 31. – Autres acétates basiques, 32.

Acétate de fer, L. 23, p. 24.

Acétate de mercure, L. 23, p. 32.

Acétate de plomb, L. 23, p. 24. – $\frac{1}{3}$ acétate, 26. – Il sert à préparer le blanc de plomb, 27. – On prépare aussi le blanc de plomb par le procédé hollandais, 28. – $\frac{1}{6}$ acétate, *ibid.*

Acétate de potasse, L. 23, p. 20. – C'est un des sels les plus déliquescens, *ibid.* – Il résiste assez bien à l'action de la chaleur, 21. – Avec l'oxide d'arsenic, il donne un produit volatil, *ibid.* – Préparation de l'acétate de potasse, 22. – Bi-acétate, *ibid.*

Acétate de soude, L. 23, p. 23.

Acide acétique, L. 23, 14. – Son odeur, *ibid.* – Sa densité, 15. – Son point d'ébullition, *ibid.* – A l'état de cristaux, il contient une proportion d'eau, *ibid.* – Sa composition, 16. – Densité du mélange d'acide acétique et d'eau, 17. – Pour l'obtenir d'un acétate, il faut que l'acide sulfurique contienne de l'eau, 18. – Sa préparation par la distillation du vinaigre, 19. – Il se forme dans l'acescence et la distillation des matières végétales, *ibid.* – Il forme un éther en le distillant avec l'alcool, L. 30, 15. – Il dissout parfaitement la fibrine, 27.

Acide benzoïque, L. 25, p. 1. – Il existe dans le benjoin, 2. – On l'obtient en traitant le benjoin par la potasse, *ibid.* – On le prépare aussi par la sublimation, *ibid.* – Son odeur est due à une huile volatile, 3. – L'urine des herbivores en contient, *ibid.* – On le décolore par le charbon animal, *ibid.* – Propriétés physiques de l'acide benzoïque, 4. – Il se sublime en se décomposant en partie, *ibid.* – Il brûle comme une résine, *ibid.* – Il est peu soluble, *ibid.* – L'acide nitrique et l'acide sulfurique le dissolvent, *ibid.* – Sa composition, *ibid.* – Ses sels sont très solubles, 5. – On s'en sert pour séparer le fer du manganèse, *ibid.* – Il existe dans les baumes, *ibid.*

Acide butyrique, L. 33, 21.

Acide caprique, L. 33, p. 21.

Acide caproïque, ibid., ibid.

Acide carbazotique, L. 31, p. 35. – Son analyse, *ibid.*

Acide cholestérique, L. 33, p. 32.

Acide citrique, L. 24, p. 23. – Son analyse, 24.

Acide fluosilicique, L. 14, p. 6. – Il se combine avec l'ammoniaque et diverses bases, 7. – Sa préparation, 8. – Action de la chaleur sur cet acide, 10.

Acide formique, L. 25, p. 5. – Il ne contient pas d'azote, *ibid.* – Sa préparation, *ibid.* – Il ressemble beaucoup à l'acide acétique, 6. – On peut le former artificiellement, *ibid.* – Sa densité, *ibid.* – Caractères qui le distinguent de l'acide acétique, 7. – Le peroxide de mercure le décompose, *ibid.* – Sa composition, *ibid.* - Son nombre équivalent, *ibid.*

Acide fulminique, L. 32, p. 18. – Il donne des combinaisons qui détonent avec la plus grande facilité, 20.

Acide gallique, L. 24, p. 29. – Il existe avec le tannin, 30. – Son analyse, 31. – Il est la base de l'encre, *ibid.*

Acide hydrocyanique, L. 31, p. 39. – Son action sur l'économie animale, 40. – Sa composition, 41. – Il brûle très bien, 42. – Moyen de l'analyser, *ibid.* – Ses combinaisons, L. 32, 1.

Acide hydrocyanoferrique, L. 31, p. 6. – Son analyse, 7. – Moyen de l'obtenir facilement pur, 10.

Acide hyposulfurique, L. 10, p. 8. – Il se combine avec beaucoup de substances végétales, 11.

Acide iodeux, L. 13, p. 17.

Acide lactique, L. 25, p. 10. – Il se forme dans la fermentation des substances azotées, *ibid.* – Il existe dans le petit-lait, 11. – Il a été découvert par Scheèle, *ibid.*

– M. Braconnot l'avait appelé *acide nancéique*, *ibid.* –Ses caractères, *ibid.* – Propriété de ses sels, 12. – L'acide lactique ne contient pas d'azote, *ibid.*

Acide malique ou *sorbique*, L. 24, p. 26. – On l'extrait du fruit du sorbier, *ibid.* – Il forme des sels très solubles, 28. – Le malate de plomb cristallise, *ibid.* – L'acide existe dans la plupart des sucs acides des végétaux, *ibid.*

Acide margarique, L. 28, p. 33. – Sa préparation, 31. – Son analyse, 34.

Acide mucique, L. 25, p. 15. – Il a été découvert par Scheèle, *ibid.* – On l'obtient avec la gomme et le sucre de lait, *ibid.* – Ses propriétés, *ibid.* – Il donne par la distillation de l'acide pyro-mucique, 16. – Composition de l'acide mucique, *ibid.*

Acide oléique, L. 28, p. 33. – Ses caractères, 34. – Son analyse, 35.

Acide oxalique, L. 24, p. 2. – Son analyse, *ibid.* – Il ne contient pas d'hydrogène, *ibid.* – Cristallisé, il contient de l'eau, 3. – Il se fond, se sublime et se décompose en petite quantité, *ibid.* – En faisant passer dessus un courant de gaz, il se sublimerait sans décomposition, *ibid.* – On peut le considérer comme formé d'acide carbonique et d'oxide de carbone, 5. – On peut avec cet acide obtenir l'oxide de carbone pur, *ibid.* – Il réduit l'or, 6. – Il précipite la chaux même du sulfate, *ibid.* – Il existe dans beaucoup de végétaux, *ibid.* – On l'obtient par l'action de l'acide nitrique sur beaucoup de substances végétales, *ibid.*

Acide pectique, L. 25, p. 7 – Il existe dans les navets, les carottes, etc., *ibid.* – Sa préparation, *ibid.* – Ses propriétés, 9. – Il ne contient pas d'azote, *ibid.* – Les

pectates de potasse, de soude et d'ammoniaque sont très solubles, 10. – L'ammoniaque le transforme en gelée, *ibid.* – Sa composition, *ibid.* – On peut l'administrer comme nourriture aux malades, *ibid*

Acide phosphatique, L. 6, p. 16. – Il ne donne pas de sels distincts, mais des mélanges de phosphates et de phosphites, *ibid.*

Acide racénique, L. 24, p. 23. – Il est isomorphe avec l'acide tartrique, *ibid.*

Acide rosacique, L. 33, p. 24.

Acide stéarique, L. 28, p. 32. – Sa préparation, 31. – Son analyse, 34.

Acide succinique, L. 25, p. 16. – On l'extrait de l'ambre ou succin par la distillation, *ibid.* – On peut le purifier par la distillation, 17. – Ou mieux en le saturant avec la potasse, 18. – Il cristallise bien, *ibid.* – Il se sublime en se décomposant en partie, *ibid* – Caractères qui le distinguent de l'acide benzoïque, *ibid.* – Sa composition, 19. – Son nombre équivalent, *ibid.*

Acide sulfovinique, L. 30, p. 6.

Acide tartrique, L. 24, p. 15. – Son analyse, 16. – Par la dissolution, il donne de l'acide pyrotartrique, 17. – Il précipite la chaux des sels des acides végétaux, *ibid.* – Procédé pour l'obtenir, 18.

Acide urique, L. 33, p. 22. – Il se dépose de l'urine par le refroidissement, *ibid.* – Il forme beaucoup de calculs de la vessie, *ibid.* – Il donne par la distillation de l'acide pyro-urique, 24. – Par l'acide nitrique, il donne de l'acide purpurique, *ibid.*

Acides végétaux, L. 23, p. 13. – Ils sont au moins au nombre de trente, *ibid.*

Albumine, L. 33, p. 3. – Elle existe dans beaucoup de liquides animaux, 4. – Le blanc d'œuf en est formé, *ibid.* – Singulière action de l'acide phosphorique sur cette substance, 5. – Action de la chaleur sur elle, *ibid.* – Analyse de l'albumine, 6. – Elle sert à clarifier le vin, 7.

Albumine végétale, L. 31, p. 16. – Elle existe dans les amandes et beaucoup de végétaux, *ibid.* – Elle se trouve dans le gluten, 13.

Alcalis végétaux, L. 25, p. 19. – La découverte du premier alcali végétal est due à Sertuerner, et date de 1805, 20. – Ce n'est que 11 ans après qu'elle a été reconnue exacte, *ibid.* – Tous les alcalis végétaux contiennent de l'azote, 21. – Ils sont combinés dans les végétaux avec un acide, en général l'acide malique, 22. – Ils sont très peu solubles, *ibid.* – Leurs propriétés alcalines sont assez fortes, *ibid.* – Ils précipitent la plupart des oxides métalliques, 20. – Ils sont précipités par les bases solubles, *ibid.* – Leur poids atomistique est très grand, 25. – Ils contiennent beaucoup de carbone, 26. – Ils donnent par la distillation les produits des matières animales, *ibid.* – Ils donnent de l'amer avec l'acide nitrique, 27.

Alcool, L. 29, p. 32. – Il se forme dans la fermentation des matières sucrées, 33. – Étendu, il forme l'eau-de-vie, *ibid.* – Alcool absolu, *ibid.* – Ses propriétés, 34. – Son analyse, *ibid.* – Densité des mélanges d'eau et d'alcool, L. 30, 2. – Action du nitrate de mercure et d'argent, 3. – Par l'action des acides, il forme des éthers, *ibid.* – Il existe en quantité différente dans toutes les liqueurs fermentées, L. 31, 24.

Alizarine, L. 30, 33. – C'est la matière colorante de la garance, *ibid.*

Allumettes oxigénées, L. 12, p. 29.

Aluminium, L. 16, p. 5. – Il réfléchit la lumière, 6. – Il conduit mal l'électricité, *ibid.* – Il ne décompose pas l'eau, *ibid.* – Il brûle avec beaucoup d'éclat dans l'oxigène; la chaleur dégagée est si forte, que l'aluminium se fond en partie, 7. – Il se combine avec le soufre, *ibid.* – La combustion de l'aluminium explique la formation du corindon dans les volcans, 8.

Alun, voyez *Sulfate d'alumine et de potasse.*

Amer de Welther, L. 31, p. 34. – Il se forme dans le traitement des matières animales par l'acide nitrique, *ibid.*

Amidon, L. 27, p. 5. – On le retire de la pomme de terre et des céréales, 6. – Ses propriétés, 7. – Il forme du sucre par l'action des acides, 7 et 13. – Avec l'iode, il forme divers composés; c'est un excellent réactif pour l'iode, et réciproquement, 8. – Il forme avec l'oxide de plomb un composé insoluble, 9. – Légèrement torréfié, il forme une espèce de gomme, *ibid.* – Extrait de diverses plantes, il prend différens noms, *ibid.* – Il donne de l'empois avec l'eau, 11. – L'empois abandonné à l'air donne du sucre, 12. – On se sert de ce sucre pour améliorer les vins, 13. – Analyse de l'amidon, 14. – L'amidon existe dans toutes les céréales, 15.

Ammoniaque, L. 14, p. 21.

Ammonium, L. 20, p. 9.

Analyse des produits immédiats des végétaux, L. 22, p. 24. – Les anciennes méthodes étaient défectueuses,

ibid. – Analyse par le chlorate de potasse, 27. – M. Berzélius ajoutait du sable à la matière pour la faire brûler moins vite, 28. – Analyse par l'oxide de cuivre, 29. – Avantage de ce procédé, *ibid.* – Le seul inconvénient, c'est que l'oxide est très hygrométrique, 30. – Analyse qualitative, *ibid.* – Moyen de mesurer les gaz, 35. – Moyen de déterminer les quantités d'eau, L. 23, 2. – M. de Saussure s'est servi d'oxigène, 5. – Ce procédé n'est pas bon, 6. – Le docteur Prout a combiné les deux moyens, *ibid.*

Antimoniates et *Antimonites*, L. 21, p. 2. – Il faut séparer l'acide pour les distinguer, *ibid.* – Moyen de les reconnaître, 3. – On les prépare avec l'antimoniate de potasse, *ibid.* – Ils deviennent incandescens lorsqu'on les chauffe, 5. – La zircone présente une propriété semblable, *ibid.*

Antimoniate de potasse, L. 21, p. 3.

Argenture sur métaux, L. 18, p. 2. – On se sert du chlorure d'argent, 13.

Arseniates, L. 6, p. 17. – Poids de l'atome d'acide arsenique, *ibid.* – Leurs caractères génériques, *ibid.* – Action du charbon, 18. – Action du chalumeau sur l'arseniate de plomb, 19. – Les acides phosphorique et arsenique donnent des composés analogues, parce qu'ils ont la même composition, 20.

Arseniate d'ammoniaque, L. 6, p. 22.

Arseniate de baryte et strontiane, L. 6, p. 22.

Arseniate basique, L. 6, p. 23.

Arseniate de chaux, L. 6, p. 23.

Arseniate de fer, L. 6, p. 23.

Arseniate de magnésie, L. 6, p. 23.

Arseniate de peroxide, L. 6, p. 23.
Arseniate de potasse, L. 6, p. 20.
Arseniate de soude, L. 6, p. 20.
Asparagine, L. 27, p. 4. – Ses propriétés, 5.

B.

Baumes, Leçon 25, page 13. – Ils contiennent de l'acide benzoïque, 5.
Bière, L. 31, p. 23. – Elle contient peu d'alcool, *ibid.*
Bile, L. 33, p. 26. – Elle contient du picromel, 27. – On y trouve aussi de la cholestérine, *ibid.* – Elle contient du mucus, 29.
Blanchîment du lin, du chanvre et du coton, L. 30, p. 28. – On se sert de chlore ou de chlorure de chaux, 24. – Moyen de déterminer leur force, 25. – Le chlore ne peut servir à blanchir la soie ou la laine, *ibid.* – On se sert pour ces tissus de gaz sulfureux après le décreusage et le désuintage, 27.
Bleu de Prusse, L. 32, p. 12. – Réflexions sur sa préparation, 14.
Bois de Brésil, L. 30, p. 32. – Il donne de belles teintures rouges, *ibid.*
Bois de Campêche, L. 30, p. 31. – Il contient une teinture colorante qui se nomme hématine, 32. – Il donne diverses teintes avec différens mordans, *ibid.*
Boracite, L. 2, p. 24.
Borates, L. 2, p. 11. – Poids de l'atome d'acide borique, 12. – Caractères génériques des borates, 13. – Ils sont décomposés par presque tous les acides, *ibid.* – Caractères de l'acide borique, 14. – Ils sont peu solubles, 15. – Les acides les dissolvent bien, *ibid.* – Bi-borates,

16. – Borax ou borate de soude, *ibid.* – Équivalent du borax, *ibid.* – Ce sel est très phosphorescent, 17. – Il se fond en un verre transparent, 18. – Sa solubilité, *ibid.* – On s'en sert pour préparer l'acide borique, 17. – Il sert à souder les métaux en dissolvant les oxides, 20. – Borate contenant moitié moins d'eau, 21. – Il sera très utile pour les bijoutiers, 22. – Le borax se trouve dans la nature, *ibid.* – Purification du borax brut, 23.

Brucine, L. 26, p. 7. – Ses caractères distinctifs, *ibid.* – Elle existe dans la fausse angusture, *ibid.*

Butyrine, L. 33, p. 21. – C'est la matière grasse du beurre, *ibid.* – Par la saponification, elle donne, outre les acides stéarique et oléique, des acides butyrique, caproïque et cuprique, *ibid.*

C.

Calculs urinaires, Leçon 33, page 35. – Calcul fusible, *ibid.* – D'acide urique, *ibid.* – Mural ou d'oxalate de chaux, *ibid.* – De phosphate de chaux, *ibid* – De phosphate de chaux et de magnésie, 36. – Fusible, *ibid.* – Cystique, *ibid.*

Caméléon, L. 16, p. 11. – Il sert à préparer le chlorure de manganèse, *ibid.*

Camphre, L. 29, p. 29. – Difficulté de le sublimer, 20. – Il forme du tannin artificiel avec divers acides, 21. – Son analogie, *ibid.* – On en trouve en grande quantité dans quelques huiles volatiles en Espagne, 22.

Camphre artificiel, L. 29, p. 18. – Son analyse, *ibid.*

Caoutchouc, L. 28, p. 25. – Il est naturellement blanc,

ibid. – Ses propriétés, *ibid.* – Moyen de le dissoudre, 26. – Il existe dans beaucoup de végétaux, 27.

Carbonates, L. 3, p. 1. – Équivalent de l'acide carbonique, 2. – Caractères génériques des carbonates, *ibid.* – Action des corps simples, 3. – Des acides, *ibid.* – De l'eau, 4. – Ils décomposent les sels insolubles, L. 21, 7.

Carbonate d'ammoniaque, L. 4, p. 8. – Préparation du carbonate, 9. – Il se produit dans la décomposition des matières animales, *ibid.* – Bi-carbonate, 8.

Carbonate de baryte, L. 4, p. 15. – Poids atomistique, *ibid.* – On le trouve dans la nature, *ibid.* – Il se fond sans se décomposer, 16. – Il est décomposé en entier par l'influence de la vapeur d'eau, 17. – L'acide carbonique peut décomposer aussi l'hydrate de baryte, *ibid.* – Sesquicarbonate de baryte, 19.

Carbonate de chaux, L. 4, p. 6. – Son équivalent, *ibid.* – Sa forme cristalline, 7. – Sa densité, 8. – Double réfraction, *ibid.* – Quelques eaux en contiennent une grande quantité dissous par l'acide carbonique, 9. – Il se dépose par le dégagement de cet acide, 10. – Action de la chaleur sur ce sel, *ibid.* – On peut le fondre à une haute pression, 11. – Aragonite, 12. – Il contient un peu de strontiane, 13. – Le carbonate de chaux constitue un grand nombre de substances minérales, *ibid.*

Carbonate de cuivre, L. 4, p. 16. – Nombre atomistique du carbonate neutre si l'on pouvait le former, *ibid.* – Nature de la matière que l'on a désignée comme carbonate anhydre, 17. – Malachite, *ibid.* – Différence de nature du carbonate selon qu'on mêle les dissolutions, 18. – Carbonate bleu, 19. – Nature des cendres bleues, 20.

Carbonate de fer, L. 4, p. 13. – Son nombre atomistique,

ibid. – On le prépare de deux manières, *ibid.* – Il constitue un minerai de fer, *ibid.* – Il existe dans les eaux minérales, 14.

Carbonate de magnésie, L. 4, p. 9. – Son nombre atomistique, 10. – On ne peut le préparer directement, *ibid.* – On en trouve dans la nature, *ibid.* – Bi-carbonate, *ibid.* – Sesquicarbonate, 11. – La magnésie blanche est un sous-sel hydraté, ou une combinaison de carbonate, d'hydrate et d'eau, 12.

Carbonate de manganèse, L. 4, p. 15. – Nombre atomistique de ce sel, *ibid.* – On le trouve dans la nature, 16.

Carbonate de plomb, L. 4, p. 20. – Nombre atomistique, *ibid.* – Il se trouve dans la nature, *ibid.*

Carbonate de potasse, L. 3, p. 20. – Son poids atomistique, 21. – Il est déliquescent, *ibid.* – Il ne se décompose pas par la chaleur, 22. – Sous l'influence de la vapeur d'eau, il se décompose au contraire, *ibid.* – Le charbon le décompose; on peut obtenir le potassium, 23. – Variations de l'affinité suivant les circonstances, *ibid.* – Extraction du carbonate par la combustion des plantes, *ibid.* – Sa purification, 25. – Préparation du carbonate de potasse pur, *ibid.* – Essai du carbonate de potasse, 26. – Bi-carbonate, *ibid.* – Son nombre atomistique, *ibid.* – Sa préparation, *ibid.* – La chaleur le transforme aisément en carbonate, 28. – Sesquicarbonate, *ibid.*

Carbonate de soude, L. 3, p. 28. – Son poids atomistique, *ibid.* – Ses formes cristallines sont différentes, suivant la quantité d'eau qu'il contient, 29. – Il éprouve la fusion aqueuse, *ibid.* – Action du phosphore, *ibid,* et L. 4, p. 1. – Il est décomposé par les bases qui forment

des carbonates insolubles, 2. – On le trouve en grande quantité dans la nature, *ibid.* –On l'extrait des plantes marines, 3. – On le fabrique artificiellement, 4. – Bicarbonate, *ibid.*–Moyen de l'obtenir immédiatement, 5. – Sesquicarbonate, 6. – On le trouve en grande quantité dans la nature, *ibid.*

Carbonate de strontiane, L. 4, p. 19. – Il se décompose difficilement par la chaleur, *ibid.* – Son poids atomistique, 20.–On le trouve dans quelques eaux minérales, *ibid.* – Il existe dans l'aragonite, *ibid.*

Carbonate de zinc, L. 4, p. 21. – Poids atomistique de ce sel, *ibid.* – Il existe dans la nature, *ibid.*

Carbonates doubles, L. 4, p. 22. – Carbonate de chaux et magnésie, *ibid.* –Carbonate de soude et de chaux, 23.

Carmin, laque de cochenille, L. 30, p. 36.

Carmine, matière colorante de la cochenille, L. 30, p. 35.

Carthame, L. 30, p. 34. – Il donne une belle couleur, mais très fugace, 35. – Moyen d'en séparer la couleur jaune, *ibid.*

Caséum, L. 33, p. 7. – On le prépare mieux par les acides végétaux que par les acides minéraux, 9. – Il se combine avec les acides, 19. – Son analyse, 10. – Il existe dans le sang, 26.

Cassave, L. 27, p. 10. – C'est l'amidon que l'on retire du manioc, *ibid.*

Cerveau, L. 33, p. 37. – Il contient du phosphore, *ibid.*

Cétine ou *blanc de baleine*, L. 33, p. 19. – Son analyse, *ibid.* – Elle donne, par la saponification, des acides stéarique et oléique, 20.

Chaleur animale, L. 33, p. 38. – Elle provient de la formation de l'acide carbonique et de l'eau, 39. – On ne

peut pas rendre compte de toute celle qui se dégage, 41.

Chanvre, L. 30, p. 23. – On emploie le chlore ou le chlorure de chaux pour le blanchir, *ibid.*

Cheveux, L. 33, p. 37. – Ils contiennent une huile grasse, excepté les cheveux rouges qui en renferment une rousse, 37. – Ils contiennent du soufre, *ibid.*

Chimie animale, L. 31, p. 30.

Chimie végétale, L. 22, p. 19. – Toutes les substances végétales sont formées de carbone, d'hydrogène et d'oxigène; quelques-unes contiennent de l'azote, *ibid.* – Les végétaux vivans sont soumis à la puissance de l'organisation, 21. – Leurs élémens se combinent en une foule de proportions, *ibid.* – Produits immédiats des végétaux, 24. – Ils se divisent en acides, bases et corps neutres, 25. – La découverte des alcalis végétaux est récente, *ibid.*

Chlorates, L. 22, p. 24. – Action de la chaleur, *ibid.* – Des corps combustibles, 25. – De l'acide hydrochlorique, *ibid.* – Nombre atomistique de l'acide chlorique, 26.

Chlorate d'ammoniaque, L. 13, p. 3. – Pour le faire détoner, il faut le mêler avec du sable, *ibid.*

Chlorate de baryte, L. 13, p. 3. – Il sert à obtenir l'acide chlorique, *ibid.* – Préparation du chlorate, *ibid.*

Chlorate de chaux, L. 13, p. 5.

Chlorate de potasse, L. 12, p. 26. – Sa solubilité, *ibid.* – Action de la chaleur, 27. – Du charbon, *ibid.* – Du phosphore, 28. – Des métaux et des sulfures, *ibid.* – Des acides, 29. – Emploi de ce sel pour les allumettes oxigénées, *ibid.* – Danger de la poudre faite avec ce sel, *ibid.* – Préparation du chlorate de potasse, 31; et L. 13, p. 1.

Chlorate de soude, L. 13, p. 3.
Chlorate de strontiane, L. 13, p. 5.
Chlorates oxigénés, L. 13, p. 10. – Poids de l'atome d'acide, *ibid.*
Chlorures, L. 14, p. 13. – Action de la chaleur, 14. – De l'acide sulfurique, *ibid.* – De l'acide nitrique, *ibid.* – Il se forme dans ce cas de l'eau régale, 15. – Ils précipitent la dissolution d'argent; le précipité est insoluble dans les acides et soluble dans l'ammoniaque, 16. – Ils sont presque tous solubles, 17.
Chlorure d'aluminium, L. 16, p. 1. – Pour l'obtenir, on fait passer du chlore sur un mélange d'alumine et de charbon, 2. – Il tombe en déliquescence à l'air, 3. – Chauffé quand il est humide, il se dégage de l'acide hydrochlorique, *ibid.* – On l'a regardé comme un acide analogue à l'acide fluosilicique, 4. – En le décomposant par le potassium, on obtient l'aluminium, 5.
Chlorure d'antimoine, L. 17, p. 3. – Le protochlorure s'appelait autrefois beurre d'antimoine, *ibid.* – On le prépare par le chlore en laissant le métal en excès, *ibid.* – Ou en traitant l'antimoine par l'eau régale, 4. – Ou avec le protoxide d'antimoine et le sel marin, *ibid.* – Par l'acide hydrochlorique et le sulfure d'antimoine, *ibid.* – Il est caustique, *ibid.* – L'eau le décompose, 5. – On obtient le deutochlorure avec le deutoxide et l'acide hydrochlorique, *ibid.* – Tritochlorure, *ibid.* – On le prépare avec le métal et le chlore en excès, *ibid.* – Il est très volatil et fumant, 6.
Chlorure d'argent, L. 17, p. 24. – Il est complètement insoluble, *ibid.* – L'acide hydrochlorique le dissout sensiblement, 25. – Il se fond, *ibid.* – Il est absolument

fixe, *ibid.* – Il se dissout dans l'ammoniaque, 26. – Il se dissout dans une dissolution de sel marin, *ibid.* – On ne peut évaporer ce sel dans un vase d'argent, *ibid.* – La lumière l'altère, *ibid.* – Le zinc et le fer le décomposent, 27. – On se sert de ce procédé pour argenter les métaux, L. 18, p. 1.

Chlorure d'arsenic, L. 16, p. 27. – Ce chlore se combine en deux proportions avec l'arsenic, *ibid.*

Chlorure de barium, L. 15, p. 18. – Action de la chaleur, 10. – Sa solubilité, *ibid.* – Il fond au rouge, *ibid.* – Sa préparation avec le chlorure de calcium et le sulfate de baryte, 20. – En unissant l'acide hydrochlorique et la baryte, il y a incandescence, 21.

Chlorure de bismuth, L. 17, p. 11. – On l'obtient par le sublimé corrosif et par l'eau régale, *ibid.* – Il précipite peu l'eau, *ibid.*

Chlorure de calcium, L. 15, p. 24. – Il éprouve la fusion aqueuse et ignée, *ibid.* – Fondu, il donne le phosphore de Homberg, 25. – Sa solubilité, *ibid.* – Il est très soluble dans l'alcool, *ibid.* – Les bases alcalines en précipitent la chaux, 26. – Il sert à dessécher les gaz, *ibid.* – Sa dissolution bouillie avec de la chaux en dissout, 27. – On le trouve dans l'eau de la mer et dans celle des puits de Paris, *ibid.*

Chlorure de chaux, L. 15, p. 6. – Sa préparation, *ibid.* – Moyen d'éviter la formation du chlorate, 7. – L'eau le décompose, 8. – Action de la lumière sur ce sel, 9. – Action des acides, *ibid.* – C'est un chlorure et non un chlorite, *ibid.*

Chlorure de chrôme, L. 17, p. 1. – On obtient le protochlorure par le chlore, et un sel de chrôme mêlé avec

du charbon, 2.–Le deutochlorure s'obtient en traitant par l'acide sulfurique un mélange de chromate de potasse et de sel marin fondu, *ibid.* – Il est liquide et fumant, 3.

Chlorure de cobalt, L. 17, p. 6. – On l'obtient par le cobalt et l'acide, *ibid.* – Ou mieux en évaporant l'hydrochlorate, 7. – Il devient bleu par la chaleur, *ibid.* – Il sert comme encre de sympathie, 8.

Chlorure de cuivre, L. 17, p. 12. –Le protochlorure s'obtient avec le deutochlorure et le cuivre, ou en calcinant le perchlorure, *ibid.* – Il est blanc et insoluble; il se dissout dans l'ammoniaque sans la colorer, *ibid.* – Perchlorure, 13.–On le prépare avec le peroxide et l'acide hydrochlorique, *ibid.* – Ses propriétés, *ibid.* – Il absorbe l'ammoniaque, 14. – Par un alcali, il précipite un oxichlorure, *ibid.*

Chlorure d'étain, L. 16, p. 18. – On l'obtient par l'étain et l'acide hydrochlorique, *ibid.* – Poids de l'atome d'étain, 19. – Il se fond et se volatilise, *ibid.* – On l'obtient en grand dans les arts, 20. – Un peu d'eau le dissout; une plus grande quantité en précipite un sel basique, *ibid.* – Les alcalis le décomposent facilement, 21. – On obtient un précipité noir sous forme de choufleur, que l'on avait pris pour du métal, *ibid.* – C'est du protoxide, 22. – Le protochlorure sert comme réactif, *ibid.* – Action de l'air sur sa dissolution, *ibid.* –Ce chlorure réduit beaucoup d'oxides, *ibid.* – Perchlorure, 23. – On l'obtient directement, *ibid.* – Ou en distillant l'amalgame d'étain avec le sublimé corrosif, 24. – Il fume à l'air, *ibid.* – Il agit avec force sur l'eau, *ibid.* – Perchlorure hydraté, 25. – Il se délaie dans l'acide

hydrochlorique, *ibid.* – Les deux chlorures d'étain forment des sels doubles, avec les chlorures de sodium et de strontium, *ibid.* – Le perchlorure se combine aussi avec l'ammoniaque, 27.

Chlorure de fer, L. 16, p. 12. – Il s'obtient directement *ibid.* – Il cristallise, 13. – Il est soluble; la dissolution s'oxide à l'air, *ibid.* – On s'en sert pour reconnaître la pureté du deutoxide d'azote, *ibid.* – Il se combine avec l'hydrochlorate d'ammoniaque, 14. – Il absorbe le chlore et donne du perchlorure, *ibid.* – Perchlorure, *ibid.* – Il est volatil, *ibid.* – Il est déliquescent, 15. – Il se décompose quand on évapore sa dissolution, *ibid.* – Les chlorures de fer existent dans les volcans, *ibid.* – Leur décomposition par l'oxigène de l'air explique la formation du fer spéculaire, *ibid.* – Fer spéculaire, L. 16, p. 16. – Sa formation par l'action de l'oxigène sur le perchlorure de fer, 17.

Chlorure de magnésium, L. 15, p. 28. – Le meilleur moyen de l'obtenir est l'emploi du chlore et de la magnésie, *ibid.* – Il fuse et se décompose sur les charbons quand il contient de l'eau, 29. – La vapeur d'eau le décompose au rouge en se décomposant, *ibid.* – Il est extrêmement soluble, 30. – Il est décomposé par les bases alcalines, *ibid.*

Chlorure de manganèse, L. 16, p. 9. – Il cristallise, *ibid.* – Il éprouve la fusion aqueuse et la fusion ignée, *ibid.* – Chauffé à l'air, il se décompose, *ibid.* – Deutochlorure, 10. – On l'obtient directement, *ibid.* – Tritochlorure, *ibid.* – Il correspond à l'acide manganésique, *ibid.* – On le prépare en mêlant le caméléon avec de l'acide sulfurique et y projetant du sel marin fondu,

11. – Il se dégage en belles vapeurs rouges et se décompose immédiatement, *ibid.*

Chlorure de mercure, L. 17, p. 18. – On l'obtient par le sel marin et le protonitrate, *ibid.* – Il faut le laver avec de l'acide hydrochlorique pour séparer du sous-nitrate, 19. – Il est excessivement insoluble, 20. – Il se sublime, *ibid.* – Quand on le sépare des vases où il est sublimé, il donne de l'électricité, *ibid.* – Deutochlorure, 21. – On l'appelait autrefois sublimé corrosif, *ibid.* – Sa préparation par le nitrate de mercure et l'acide hydrochlorique, *ibid.* – Ou par le sulfate de mercure et le sel marin, 22. – Il est soluble dans l'eau et l'alcool, *ibid.* – Il se sublime facilement, 23. – La lumière le décompose, *ibid.* – Il l'est aussi par beaucoup de substances végétales, *ibid.* – Sous-chlorure, *ibid.* – On l'obtient par le peroxide et le perchlorure, ou le chlore et le deutoxide, ou le perchlorure et le chlorure de chaux, 24. – Le deutochlorure se combine avec l'hydrochlorate d'ammoniaque, *ibid.*

Chlorure de nickel, L. 17, p. 15. – Mêlé avec le cobalt, il donne une encre de sympathie verte, *ibid.*

Chlorure d'or, L. 18, p. 9. – Le perchlorure s'obtient par l'eau régale, *ibid* – Sous-chlorure, *ibid.* – Propriétés du perchlorure, *ibid.* – Il est soluble dans l'alcool et l'éther, 10. – La lumière le décompose, *ibid.* – Il est réduit par presque tous les métaux, le protosulfate de fer, le protochlorure d'étain et les matières végétales, 11. – Les alcalis précipitent incomplètement la dissolution d'or, 12. – Par la potasse, la soude et la chaux, il se forme des sous-chlorures doubles, 13. – Ces sels n'ont pas été étudiés, *ibid.* – L'ammoniaque

forme un précipité d'ammoniure d'or fulminant, 14. – Préparation du pourpre de Cassius, 15. – Sa nature est variable selon la manière de mêler les liqueurs, *ibid.* – Le chlorure d'or joue le rôle d'acide, 17.

Chlorure de platine, L. 18, p. 3. – On obtient le perchlorure en mettant le platine divisé dans l'eau et y faisant passer du chlore, *ibid.* – Ou en traitant le platine par l'eau régale, *ibid.* – Sous-chlorure, 4. – Poids de l'atome du perchlorure, *ibid.* – Sa propriété, 5. – Il se combine avec beaucoup de chlorures pour former des chlorures doubles, *ibid.* – Chlorure de platine et de potassium, 6. – Il est insoluble dans l'alcool, *ibid.* – Chlorure de platine et de sodium, *ibid.* – L'hydrochlorate d'ammoniaque précipite par le chlorure de platine, 7. – On se sert de ce précipité pour obtenir le platine en excès, *ibid.* – Le chlorure de platine et celui d'argent se combinent, *ibid.*

Chlorure de platine et d'argent, L. 18, p. 8.
— *barium*, L. 8, p. 6.
— *calcium*, L. 3, p. 3.
— *potassium*, L. 3, p. 6.
— *sodium*, L. 3, p. 7.
— *strontium*, L. 3, p. 6 et 8.

Chlorure de plomb, L. 17, p. 15. – On l'obtient par la litharge et l'acide, *ibid.* – Il se fond en une matière que l'on a appelée *plomb corné*, 16. – $\frac{1}{3}$ chlorure, *ibid.* $\frac{1}{7}$ chlorure, ou jaune minéral, 17. – Il est employé en peinture, *ibid.* – Procédé pour le préparer, *ibid.* – $\frac{1}{2}$ chlorure, 18. – Il existe dans la nature, *ibid.*

Chlorure de potasse ou *eau de Javelle*, L. 13, p. 9.

Chlorure de potassium, L. 15, p. 1. – En combinant le

chlore et le potassium, il se dégage de la lumière, *ibid.* – Il est anhydre, 2. – Sa cristallisation, *ibid.* – Il produit beaucoup de froid en se dissolvant, *ibid.* – Sa solubilité, 3. – Il décrépite et éprouve la fusion aqueuse, *ibid.* – Il existe dans l'eau de la mer, 4. – Il provient du traitement des matériaux salpêtrés, 5. – On peut en retirer la potasse, *ibid.*

Chlorure de sodium, L. 15, p. 5. – Il cristallise sans eau, 6. – Raffinage du sel, *ibid.* – Sa solubilité, 7. – Il décrépite fortement, *ibid.* – On suppose que le sel gemme a été volcanisé, parce qu'il ne décrépite pas, 8. – Il se fond et se volatilise, 9. – Il produit du froid avec l'eau, *ibid.* – Par l'abaissement de température d'un mélange de chlorure de potassium et de sodium, on peut déterminer la proportion; formule pour y arriver, 10. – Le chlorure de sodium existe en grande quantité dans la nature à l'état de sel gemme et dans des eaux, 12. – Graduation des eaux salées, 13. – Marais salans, 14. Analyse de quelques sels du commerce, 15. – Quelques-uns contiennent beaucoup de sulfate de magnésie, 16. – Le chlorure de sodium sort aussi des volcans, *ibid.* – Il n'est pas décomposé par les acides anhydres, 17. – Il est décomposé par la silice sous l'influence de la vapeur d'eau, *ibid.* – L'argile humectée le décompose aussi, *ibid.* – Ce fait explique son emploi pour vernir les poteries, 18. – Il dissout du chlorure d'argent, L. 17, 26. – On ne peut évaporer du sel marin dans un vase d'argent, *ibid.*

Chlorure de strontium, L. 15, p. 22. – Il éprouve la fusion aqueuse, *ibid.* – Sa solubilité, *ibid.* – Il donne à la flamme de l'alcool une couleur pourpre, 23. – Il est déliquescent, *ibid.*

Chlorure de zinc, L. 6, p. 12. – On l'appelait autrefois beurre de zinc, *ibid.*

Chlorures, iodures, etc. (les), peuvent aussi prendre le nom de sels, L. 13, p. 18.

Cholestérine, L. 33, p. 22. – Elle constitue en grande partie les calculs de la vésicule du fiel, *ibid.*

Chromates, L. 20, p. 25. – Poids atomistique de l'acide, 26. – Chauffés avec de l'acide hydrochlorique, ils donnent une liqueur verte, *ibid.* – Ils sont très colorés, 27.

Chromate de mercure, L. 20, p. 30. – On s'en sert pour obtenir l'oxide de chrôme, 31.

Chromate de plomb, L. 20, p. 30. – Sa couleur varie, suivant l'état du chromate de potasse employé pour l'obtenir, *ibid.*

Chromate de potasse, L. 20, p. 27. – En évaporant une dissolution neutre, la liqueur devient acide, et il se précipite un sous-sel, *ibid.* – Chromate jaune, 28. – Bi-chromate, *ibid.* – Préparation du chromate de potasse, 29. – On prépare avec ce sel tous les chromates insolubles, 30.

Chromate de soude, L. 20, p. 29.

Cidre, L. 31, p. 23. – La proportion d'alcool qu'il renferme est peu considérable, *ibid*

Cinchonine, L. 26, p. 12. – On l'obtient particulièrement du quinquina gris, *ibid.* – Caractères qui la distinguent de la quinine, 13.

Cire, L. 28, p. 20. – Elle est le résultat du travail des abeilles, *ibid.* – Moyen de la blanchir, 21. – Elle ne se saponifie pas, 22. – On trouve la cire dans plusieurs plantes, 23. – La matière verte des végétaux en contient, 24. – Analyse de la cire, 25.

Citrates, L. 24, p. 26. – Ils sont presque tous incristallisables, *ibid.*

Cochenille, L. 31, p. 35. – Elle sert à préparer l'écarlate, *ibid.* – Sa matière colorante s'appelle *carmine, ibid.* – Elle est la base du carmin, 36.

Colophane, L. 29, p. 29.

Corps gras du règne animal, L. 33, p. 18. – Cétine, 19. – Éthal, 20. – Butyrine, 21. – Acides butyrique, caproïque, caprique, *ibid.* – Phocénine et acide phocénique, *ibid.* – Hircine et acide hircique, 22. – Cholestérine et acide cholestérique, *ibid.*

Corps inflammables, L. 28, p. 1. – Ils contiennent un excès d'hydrogène, 2. – Les uns sont insolubles dans l'eau, *ibid.* – Les autres sont solubles, 3. – Les substances insolubles se divisent en deux classes : les huiles fixes et les huiles volatiles, et les résines, 3. – Ils ne contiennent jamais d'azote, 4. – Les huiles et la graisse contiennent de la stéarine et de l'oléine, 5. – On peut les extraire par la pression et par les moyens chimiques, 8. – Leurs propriétés, 9.

Coton, L. 30, p. 28. – Son alunage, *ibid.*

Craie, L. 3, p. 14.

Cyanates, L. 32, p. 15. – Il y a deux espèces de sels qui ont reçu ce nom, 16. – Des composés de même proportion peuvent être différens par leurs propriétés, *ibid.* – Formation des cyanates, 17. – Analyse du cyanate de potasse, 18. – Les fulminates sont aussi des cyanates, *ibid.* – L'urée est un cyanate d'ammoniaque, L. 33, 13.

Cyanoferrure de potassium, L. 32, p. 5. – Sa composition, 6.

Cyanoferrure de potassium rouge, L. 32, p. 14. – Il con-

tient les mêmes proportions que le cyanoferrure jaune, *ibid.* – Avec les sels de fer au minimum, il donne du bleu de Prusse, 15. – Le cyanure ordinaire n'en donne qu'avec les sels au maximum, *ibid.*

Cyanogène, L. 31, p. 37. – Sa composition, *ibid.* – Ses propriétés, *ibid.* – Avec l'hydrogène, il forme l'acide hydrocyanique, 39.

Cyanosulfures, L. 32, p. 23. – Cyanosulfure de potassium, p. 24.

Cyanures, L. 32, p. 3. – On peut les considérer comme des hydrocyanates, *ibid.* – L'acide hydrocyanique est très faible, 4. – Leurs caractères distinctifs, *ibid.*

D

Décreusage de la soie, Leçon 30, page 26. – Il sert à séparer la gomme de la soie, 27. – On la blanchit avec le gaz sulfureux, *ibid.* – Son alunage, 29.

Dents, L. 33, p. 38. – Elles contiennent plus de phosphate de chaux que les os, *ibid.*

Désuintage de la laine, L. 30, p. 26. – On enlève par cette opération une espèce de savon que contient la laine, *ibid.*

Doubles décompositions, L. 4, p. 26.

E

Émétine, Leçon 26, page 13. – On l'extrait de l'ipécacuanha, *ibid.* – Ses propriétés, *ibid.*

Encres de sympathie, L. 17, p. 8. – On emploie ordinairement la dissolution de cobalt, *ibid.* – On se sert aussi d'un sel de plomb ou de bismuth, 9. – On emploie aussi une dissolution de fer, *ibid.*

Équivalens chimiques, L. 1, p. 10.

Esprit pyro-acétique, L. 1, p. 34.

Éthal, L. 33, p. 20.

Éther acétique, L. 30, p. 15. – Son analyse, 16.

Éther hydriodique, L. 30, p. 13.

Éther hydrochlorique, L. 30, p. 11. – Sa composition, 12.

Éthers hydrochlorique, *hydriodique* et *hydrobrômique*, L. 30, p. 11.

Éther nitrique, L. 30, p. 14. – Ses propriétés, 15.

Éther oxalique, L. 30, p. 17.

Éthers phosphorique, *arsenique*, *phosphorique* et *fluoborique*, L. 30, p. 9. – C'est le même éther que l'éther sulfurique, *ibid.*

Éther sulfurique, L. 30, p. 3. – Ses propriétés, *ibid.* – Son analyse, 5. – Il se forme en même temps que l'acide sulfovinique et l'huile douce du vin, *ibid.* – Théorie de la formation de l'éther sulfurique, 10. – L'éther sulfurique forme avec divers acides des composés appelés *éthers*, 13.

Éthers végétaux, L. 3, p. 13. – Ils sont formés par la combinaison des acides végétaux et de l'éther sulfurique, 14. – Éther acétique, 16. – Éther oxalique, 17.

F

Ferment, Leçon 31, page 17. – Il ne produit plus la fermentation quand il a été bouilli, 18. – Sa propriété caractéristique est de produire la fermentation, *ibid.* – Le suc de raisin en renferme, 19.

Fermentation, L. 31, p. 18. – On la produit artificiellement, *ibid.* – Le suc du raisin ne fermente pas sans le contact de l'air, 20. – Moyen de reconnaître si la fer-

mentation est achevée, 21. – Nature des diverses liqueurs fermentées, 23. – Le raisin non écrasé ne fermente pas, *ibid.* – Par l'ébullition du moût on arrête la fermentation, 24. – Application de ce procédé à la conservation des substances alimentaires, 25.

Fibrine, L. 32, p. 26. – Sa préparation, 27. – Traitée par l'acide sulfurique elle donne la leucine, 28. – Elle ne se transforme pas en graisse comme on l'avait cru, *ibid.* – Son analyse, 30. – La fibrine est dans les animaux comme la fibre dans les végétaux, L. 33, 2.

Fluorures ou *hydrofluates*, L. 13, p. 22. – Poids atomique du fluor, *ibid.* – Action de l'acide sulfurique, *ibid.* – Des combustibles, 23. – Ils ne précipitent pas le nitrate d'argent, 24.

Fluorure d'aluminium, L. 14, p. 5. – Il se combine avec le fluorure de calcium, celui de potassium et celui de sodium, *ibid.*

Fluorure d'aluminium et de calcium, L. 14, p. 5.

Fluorure d'aluminium et de potassium, L. 14, p. 5.

Fluorure d'aluminium et de sodium, L. 14, p. 6.

Fluorure d'argent, L. 14, p. 6.

Fluorure de barium, L. 14, p. 4.

Fluorure de calcium, L. 13, p. 27. – On le trouve dans la nature en beaux cristaux, *ibid.* – Il est phosphorescent, 28. – On en trouve qui ne l'est pas, et qui a probablement été formé par l'eau, *ibid.* – Il est très peu soluble, L. 14, 2. – L'acide sulfurique le tient en suspension, l'eau le précipite, *ibid.* – Il se fond facilement, *ibid.* – Dans les essais au chalumeau, on reconnaît le sulfate de chaux par le fluorure de calcium, 3. – On emploie ce sel pour faire l'acide fluorique et

graver sur verre, *ibid.* – On le trouve dans les os des animaux et dans quelques eaux thermales, 4. – Moyen de l'obtenir pur, *ibid.*

Fluorure de potassium, L. 13, p. 25. – Son nombre atomistique, *ibid.* – Il cristallise difficilement à la température ordinaire, mais à 40° il donne des cristaux, 26. – Il peut dissoudre de la silice sans devenir alcalin, *ibid.* – Il peut prendre une proportion d'acide hydrofluorique, *ibid.*

Fluorure de sodium, L. 13, p. 26. – Il est isomorphe du sel marin, 27. – Il attaque le verre, *ibid.* – Il peut prendre une proportion d'acide, *ibid.*

Fluorure de strontium, L. 14, p. 4.

Force de cohésion chimique, L. 4, p. 25. – C'est l'insolubilité, *ibid.*

Fulminates, L. 32, p. 18. – Fulminate d'argent, 19. – Précaution à prendre pour le toucher, 20. – Son analyse, 21. – Fulminate de mercure, 23.

G

Galipot, Leçon 25, page 28.

Garance, L. 30, p. 31. – Sa matière colorante a été nommée *alizarine*, 33. – Laque de garance, 34. – On fait avec le garance le rouge d'Andrinople, *ibid.*

Gaude, L. 31, p. 2. – Elle sert à faire presque tous les jaunes, *ibid.*

Gélatine, L. 32, p. 31. – Manière de l'obtenir, *ibid.* – L'acide sulfurique la transforme en une espèce de sucre, 32. – Ce sucre ne fermente pas, *ibid.* – Analyse de la gélatine, 33. – Fabrication de la colle-forte,

ibid. – Elle se produit dans le traitement de beaucoup de matières animales, L. 33, p. 3.

Germination, L. 31, p. 26. – Il faut pour qu'elle ait lieu de l'oxigène et de l'eau, *ibid.* – Le chlore la détermine, 27. – L'oxigène est changé en acide carbonique, *ibid.*

Gluten, L. 31, p. 13. – L'alcool est séparé de l'albumine, *ibid.* – Il existe dans toutes les céréales, et donne la qualité aux farines, 14.

Glycérine, L. 29, p. 30. – Ses propriétés, p. 9. – Son analyse, 10.

Gomme, L. 27, p. 17. – Ses propriétés, 18. – Elle donne de l'acide mucique par l'acide nitrique, *ibid.* – Elle forme un composé insoluble avec l'acétate de plomb, 19. – Par le chlore, elle donne de l'acide citrique, *ibid.* – Son analyse, 19. – Elle existe dans beaucoup de végétaux, 20. – Il en existe diverses espèces, *ibid.* – C'est une matière qui n'est pas nutritive, 21.

Gomme adraganthe, L. 27, p. 21. – Elle se gonfle dans l'eau sans se dissoudre, 22. – Elle existe dans le salep, *ibid.*

H

Hématine, Leçon 30, page 32. – C'est la matière colorante du Campêche, *ibid.*

Hircine, L. 33, p. 21. – Elle donne de l'acide hircique, 2.

Huile douce du vin, L. 30, p. 6. – Son analyse, *ibid.*

Huiles grasses, L. 28, p. 11. – Les huiles grasses absorbent beaucoup d'oxigène, *ibid.* – Action du chlore, *ibid.* – Action des corps simples, des acides, etc., 12 et 13. – On extrait ces huiles par pression, 14. – Il y

en a une partie qui sont siccatives, *ibid.* – On les rend plus siccatives par l'action de la litharge, 15. – On se sert de l'huile épaissie pour former l'encre d'imprimerie, *ibid.* – L'huile d'olive n'est pas siccative, 16. – Il y en a diverses variétés, *ibid.* – Sa préparation, *ibid.* – Moyen de reconnaître son mélange avec l'huile de graines, 17. – Huile d'amandes douces, 18. – Huile de colza et de navette, *ibid.* – On purifie l'huile de colza par l'acide sulfurique, 19. – On se sert des tourteaux pour purifier l'huile de navette, *ibid.* – Huile de palme, 20. – Huile ou beurre de cacao, de laurier, de muscade, *ibid.* – Leur solidité est due à la stéarine, 20.

Huiles volatiles, L. 29, p. 12. – Elles absorbent de l'oxigène, 14. – Les unes contiennent de l'oxigène, les autres n'en contiennent pas, 15. – Huiles essentielles ne contenant pas d'oxigène, *ibid.* – Huile volatile de térébenthine, 16. – Son analyse, *ibid.* – Moyen d'obtenir les huiles essentielles, 17. – Elle absorbe beaucoup de gaz hydrochlorique, et forme du camphre artificiel, *ibid.* – La plupart des huiles volatiles se combinent avec le gaz hydrochlorique, 18. – Les huiles volatiles qui contiennent de l'oxigène sont solubles dans l'eau, 19. – Huile essentielle de lavande, *ibid.* – Elle forme, avec l'acide hydrochlorique, un composé qui ne cristallise pas, *ibid.* – Les huiles volatiles se trouvent dans toute la partie des végétaux, 22. – Moyen d'extraire quelques huiles essentielles par l'imprégnation de l'huile d'olives, 22. – Quelques-unes, en Espagne, contiennent beaucoup de camphre, *ibid.*

Humeurs aqueuse et vitrée, L. 33, p. 31.

Hydracides, L. 13, p. 18. – Ils ne forment de sels qu'avec l'ammoniaque et les alcalis végétaux ; avec les oxides, ils donnent des chlorures, 19.

Hydriodate d'ammoniaque, L. 18, p 25.

Hydrochlorate d'ammoniaque, L. 14, p. 17. – Son poids atomistique, 18. – En le faisant avec les gaz, il est anhydre, *ibid.* – Il est ductile, 19. – Il est volatil, *ibid.* – Il est décomposé par les alcalis, à froid, *ibid.* – Et à chaud, par les oxides, 20. – Par les carbonates, 21. – Sa préparation en Égypte, 22. – En France, 23. – On le trouve dans les houillères et les volcans, 24.

Hydrocyanoferrate de potasse, ou cyanoferrure de potassium, L. 32, p. 8. – Il est employé comme réactif, 10. – Il forme le bleu de Prusse en précipitant les sels de fer au minimum, *ibid.* – Avec les dissolutions de fer au maximum ce précipité contient moins de cyanure, 11.

Hydrofluate d'ammoniaque, L. 13, p. 24. – Il sert pour graver sur le verre, *ibid.*

Hydrofluosilicates, L. 14, p. 11. – Action de la chaleur, *ibid.* – De l'acide sulfurique, *ibid.* – Des alcalis, *ibid.* – Des oxides métalliques, 12.

Hydrofluosilicate de potasse, L. 14, p. 12.

Hydrosulfates, L. 19, p. 4. – Leurs caractères distinctifs, *ibid.* – *Voyez* Sulfures.

Hydrosulfate d'ammoniaque, L. 19, p. 3. – Il faut le préparer dans des vases vides d'air, *ibid.* – Hydrosulfate sulfuré, ou liqueur fumante de Boyle, L. 20, p. 7. – C'est l'excès d'ammoniaque qui lui donne la propriété de fumer, 8.

Hydrosulfates de sulfures, ou *bi-hydrosulfates*, L. 19,

p. 12. – Leurs caractères distinctifs, L. 19, p. 15, et L. 20, 3.
Hydrosulfate de sulfure de barium, L. 19, p. 17.
Hydrosulfate de sulfure de calcium, L. 19, p. 17.
Hydrosulfate de sulfure de potassium, L. 19, p. 14. – Il cristallise, 16. – Il est déliquescent et soluble dans l'alcool, *ibid.* - On peut s'en servir pour analyser l'air, *ibid.*
Hydrosulfate de sulfure de sodium, L. 19, 17.
Hydrosulfate de sulfure de strontium, L. 19, p. 17.
Hyponitrites, L. 12, p. 9. – Action de la chaleur, 10. – Des acides, 11. – De l'eau, *ibid.* – Du sulfate rouge de manganèse, 12. – Hyponitrite de plomb, *ibid.* – $\frac{1}{2}$ hyponitrite, 13. – $\frac{1}{3}$ hyponitrite, 14. – $\frac{1}{4}$ hyponitrite, *ibid.* – Hyponitrite de cuivre, 15.
Hypophosphites, L. 6, p. 14. – Poids de l'atome d'acide hypophosphoreux, *ibid.* – Action de la chaleur, *ibid.* – De l'air, 15.
Hypophosphite de baryte, L. 6, p. 15.
Hyposulfate de baryte, L. 10, p. 11. – Il sert à obtenir l'acide hyposulfurique, *ibid.*
Hyposulfate de strontiane, L. 10, p. 11.
Hyposulfites, L. 10, p. 6. – Action de la chaleur, *ibid.* – Des acides, 7. – Des combustibles, *ibid.*
Hyposulfite de baryte, L. 10, p. 8.
Hyposulfite de chaux, L. 10, p. 8.
Hyposulfite de soude, L. 10, p. 7. – Il s'en formait autrefois une grande quantité dans la fabrication de la soude artificielle, 8.
Hyposulfites, L. 10, p. 8. – Ils sont très solubles, 9. – Action de la chaleur, *ibid.* – De l'acide sulfurique, *ibid.* – Des corps combustibles.

I

Indigo, L. 31, p. 2. – Il existe dans plusieurs plantes, *ibid.* – La couleur est oxidée dans l'indigo, 3. – Cuve au sulfate de fer, 4. – L'indigo se réoxide à l'air, *ibid.* – L'indigo désoxigéné agit comme un acide, 5. – Propriétés de l'indigo blanc, *ibid.* – Désoxigénation de l'indigo par l'orpiment et la potasse, 6. – Cuve d'indigo, 7. – Dissolution de l'indigo dans l'acide sulfurique, *ibid.* – Pourpre d'indigo, 8. – Bleu de Saxe, *ibid.*

Inuline, L. 27, p. 16. – Cette substance ressemble beaucoup à l'amidon, *ibid.* – On l'extrait particnlièrement de l'aulnée, 27. – Elle se convertit en sucre, *ibid.* – Elle existe dans beaucoup de végétaux, 18.

Iodates, L. 13, p. 12. – Poids de l'atome d'acide, 13. – Action de la chaleur sur les iodates, *ibid.* – Action de l'acide sulfureux, 13.

Iodate d'ammoniaque, L. 13, p. 16. – Il détone facilement, *ibid.*

Iodate de baryte, L. 13, p. 15.

— *de chaux, ibid.*

— *de soude,* 16.

— *de strontiane,* 17.

Iodites, L. 13, p. 17. – Leur existence est encore problématique, *ibid.*

Iodures, L. 18, p. 18. – Action de l'acide sulfurique, *ibid.* – De l'acide sulfureux, *ibid.* – De l'acide hydrochlorique, *ibid.* – Les iodures dissolvent beaucoup d'iode, *ibid.* – Action du chlore, *ibid.* – Ils sont précipités par

la dissolution d'argent; le précipité est insoluble dans l'ammoniaque, 19. – Précipités qu'ils forment avec les sels de mercure, 20. – Par l'amidon et un acide on a un beau précipité bleu, 21.

Iodure d'argent, L. 18, p. 28.

Iodure de barium, L. 18, p. 26. – Il donne des vapeurs violettes quand on le calcine, *ibid.*

Iodure de cuivre, L. 18, p. 28.

Iodure de fer, L. 18, p 28.

Iodure de magnésium, L 18, p. 27. – Il donne de la magnésie quand on le calcine, *ibid.*

Iodure de plomb, L. 18, p. 28.

Iodure de potassium, L. 18, p. 23. – Son poids atomistique, *ibid.* – On le fait avec l'iode et le potassium, *ibid.*–Ou mieux avec le carbonate de potasse et l'iodure de fer ou de zinc, *ibid.*–Il existe dans l'eau de la mer, 24. – Il y a cependant de l'incertitude à ce sujet; ce pourrait être de l'iodure de sodium, *ibid.* – Il est indécomposable par la chaleur, *ibid.*

Iodure de zinc, L. 18, p. 27. – Il sert à préparer l'iodure de potassium, *ibid.* – Il se distille, 28.

Iodures doubles, L. 18, p. 28. – Ils sont en grand nombre, *ibid.*

Ivoire, L. 33, p. 38.

K

Kermès, Leçon 20, page 20. – Sa nature est problématique, 21. – Il donne de l'eau jusqu'au rouge, *ibid.* – Action du lavage sur le kermès, *ibid.* – Composition probable du kermès, 25. – En versant un acide dans les eaux-mères, on obtient du *soufre doré*, *ibid.*

L

Lait, Leçon 33, page 32. – Son acidité est due à l'acide lactique, *ibid.*

Laque de garance, L. 30, p. 34.

Légumine, L. 31, p. 16. – Elle existe dans les pois, *ibid.*

Leucine, L. 32, p. 28. – Elle se forme par l'action de l'acide sulfurique sur la fibrine, *ibid.*

Lichen, L. 27, p. 16. – Il est analogue à l'amidon, *ibid.* – Il ne donne cependant pas de bleu avec l'iode, 17.

Ligneux, L. 27, p. 23. – C'est la matière solide de tous les bois, *ibid.* – Il ne cristallise jamais, *ibid.* – Sa densité est à peu près la même dans tous les végétaux, 24 – Manière de l'obtenir pur, 25. – Analyse du ligneux de divers végétaux, 26. – Quantité de charbon que donnent les bois, 28. – Quantité de chaleur que donnent le bois et le charbon, *ibid.* – Produits de la distillation du bois, *ibid.* – On en extrait de l'acide acétique, *ibid.* – Moyen de le purifier, *ibid.* – Le ligneux donne du sucre avec les acides, 30. – On obtient d'abord de la gomme, 31. – Avec les alcalis, il forme de l'ulmine, *ibid.*

Lin, L. 30, p. 23. – On le blanchit par le chlore et le chlorure de chaux, *ibid.*

Liqueur de la transpiration, L. 33, p. 32. – C'est l'acide lactique qui la rend acide, *ibid.*

M

Mannite, Leçon 27, page 1. – Elle existe dans la manne, les carottes, l'oignon, etc., 2. – Son extraction de la manne, *ibid.* – Sa composition, 3.

Marbre, L. 3, p. 14.

Matières animales, L. 31, p. 31. – Action de la chaleur, *ibid.* – Putréfaction, 33. – Formation du nitre dans les nitrières, *ibid.* – Action des acides, 34. – Amer de Welther, *ibid.* – Acide carbazotique, 35. – Action des alcalis au rouge, 36. – Formation des cyanures, *ibid.*

Matières colorantes, L. 30, p. 18. – On les fixe en général par des mordans, 19. – L'air et la lumière les détruisent, 20. – Le chlore les décompose plus vite encore, 21. – Pour les appliquer, il faut que les tissus soient blanchis, 22. – Blanchîment du lin et du chanvre, 23. – On emploie le chlore ou le chlorure de chaux, 24. – Moyen de déterminer leur force, 25. –Désuintage de la laine, 26. – Le suint est une sorte de savon, *ibid.* – Décreusage de la soie, *ibid.* – On blanchit les tissus animaux par le gaz sulfureux, 27. –Alunage, 28 –On les applique sur les tissus par teinture ou par application, 30. – Préparation des bains de couleur, 31. – Teinture de garance, *ibid.* – Teinture de bois de Brésil, 32. –Carthame, 34. – Cochenille, 35. – Jaune de gaude, L. 31, p. 1. – Indigo, 2. – On le désoxide pour l'employer, 4. – Ou on le dissout par l'acide sulfurique, 7. – Bleu de prussiate de fer, 9. – Bleu de tournesol, 10. – Teinture en noir, 11. – Préparation de l'encre, 12.

Matière colorante du sang, L. 33, p. 13. – On l'obtient par divers procédés, 14. – Elle ne contient pas de fer, 16 – Les réactifs n'indiquent pas la présence du fer quand il est avec quelques substances animales, 17. – La matière colorante du sang change de couleur par la respiration, 17.

Matière verte des végétaux, L. 28, p. 24. – Elle sert à la nutrition des végétaux, *ibid.*

Mordans, L. 30, p. 19. – Il y en a plusieurs d'employés, 28. – Ils sont nécessaires pour fixer beaucoup de couleurs, 29.

Morphine, L. 25, p. 28. – On l'extrait de l'opium, *ibid.* – Elle y existe avec de la narcotine, *ibid.* – Elles sont combinées avec l'acide méconique, *ibid.* – On peut la précipiter par l'ammoniaque, *ibid.* – On la sépare de la narcotine par l'éther, 29. – On peut employer une dissolution de sel marin pour l'obtenir, 30. – Ses propriétés, *ibid.* – Elle ne se dissout pas dans l'éther, qui dissout bien la narcotine, 31. – Son analyse, 32. – Caractères des sels de morphine, L. 26, p. 2. – Leur propriété caractéristique est de donner du bleu avec les sels de fer, 3. – Le sulfate cristallise, *ibid.* – Hydrochlorate, *ibid.* – Acétate, 4. – Phosphate, *ibid.* – Nitrate, *ibid.* – Contre-poison de la morphine, *ibid.*

Mucus, L. 33, p. 30. – Il sert à lubréfier les membranes, *ibid.* – Mucus de la bile, 29. – Les cornes, les sabots, les poils, les ongles sont regardés comme du mucus, 30. – Mucus de l'urine, 31.

N

Naphtaline, Leçon 29, page 25.

Naphte, L. 29, p. 23.

Narcotine, L. 26, p. 4. – Caractère qui la distingue de la morphine, 5.

Nitrates, L. 10, p. 12. – Poids atomique de l'acide nitrique, *ibid.* – Action de la chaleur, *ibid.* – Des com-

bustibles, 13. – Des acides, 14. – De l'acide hydrochlorique, 15. – Ils sont tous solubles, *ibid.*

Nitrate d'alumine, L. 11, p. 16. – Il se décompose facilement par la chaleur, et donne beaucoup d'acide nitrique, *ibid.*

Nitrate d'ammoniaque, L. 11, p. 11. – La forme des cristaux dépend de la quantité d'eau, *ibid.* – Il donne du protoxide d'azote par la chaleur, *ibid.* – Froid qu'il produit par son mélange avec l'eau, *ibid.* – Ce fait est d'autant plus singulier qu'il y a condensation, *ibid.*

Nitrate d'argent, L. 12, p. 22. – Ce nitrate est parfaitement neutre, 2. – Il se fond, 3. – Moyen d'en séparer le cuivre, *ibid.* – Il noircit à la lumière, 4. – Il est décomposé par les matières végétales, *ibid.* – Par le charbon, 5. – Par le phosphore, 6. – Par l'hydrogène, *ibid.* – On a voulu se servir de ce moyen pour argenter les étoffes, *ibid.* – Le nitrate sert en pharmacie et comme réactif, 7.

Nitrate de baryte, L. 11, p 14. – Sa solubilité, *ibid.* – Il est insoluble dans l'acide nitrique, *ibid.* – Il décrépite et se décompose ensuite, en donnant d'abord du deutoxide et ensuite de la baryte, 15.

Nitrate de bismuth, L. 11, p. 17 – Par l'eau, il se décompose et donne un nitrate basique appelé blanc de fard, *ibid.*

Nitrate de chaux, L. 11, p. 15. – Il se forme dans les lieux bas et humides, *ibid.* – Il est déliquescent, *ibid.* – Il est très soluble dans l'alcool, 16. – Il se décompose aisément par la chaleur, *ibid.*

Nitrate de cuivre, L. 11, p. 18. – Pour le préparer il

faut étendre un peu l'acide d'eau, *ibid.* – Il est déliquescent et soluble dans l'alcool, *ibid.* – Nitrate basique, 19.

Nitrate de magnésie, L. 11, p. 16.

Nitrate de mercure, L. 11, p. 22.

Nitrate de plomb, L. 11, p. 19. – Par la chaleur, il donne l'acide nitreux anhydre, 20. – $\frac{1}{3}$ et $\frac{1}{6}$ nitrates, *ibid.* – M. Berzelius tire de l'action de l'acide sulfurique sur ce nitrate, des argumens en faveur de l'ammonium, 21.

Nitrate de potasse, L. 10, p. 16. – Sa solubilité, *ibid.* – Il fond aisément; on l'appelle alors cristal minéral, *ibid.* – Sa décomposition par la chaleur, *ibid.* – Action du charbon, 18. – Du soufre, 19. – Du phosphore, *ibid.* – Des métaux, *ibid.* – On s'en sert pour départir l'or et l'argent, 20. – Action des sulfures, *ibid.* – On en extrait l'acide nitrique, *ibid.* – Il existe dans la nature, 21. – Nitrières artificielles, 23, et L. 11, p. 1. – Objections au système adopté à cet égard, 3. – Extraction du nitrate de potasse des matériaux salpétrés, 4. – *Saturation :* procédé pour déterminer la quantité de nitre dans le nitre brut, par la dissolution de nitrate saturée, 6. – Erreurs dans l'opération, *ibid.* – Moyen plus exact, 7. – Purification du nitre brut, 8.

Nitrate de soude, L. 11, p. 10. – Sa solubilité, *ibid.* – Action de la chaleur, *ibid.* – Il est déliquescent, 11.

Nitrate de strontiane, L. 11, p. 15.

Noir de fumée, L. 29, p. 26. – On l'obtient en brûlant de la résine, *ibid.*

Nombres proportionnels, L. 1, p. 14.

O

Oléates, L. 29, p. 4.–Oléate de potasse, *ibid.* - Bi-oléate, *ibid.* – Autres oléates, 5.

Oléine, L. 28, p. 5. – Elle constitue toutes les huiles avec la stéarine, *ibid.* – Sa séparation de la stéarine par des moyens mécaniques, 6. – Par des procédés chimiques, 7. – Propriétés de l'oléine, 9. – Son analyse, *ibid.* – Par la distillation et l'acide sulfurique, on la produit aussi, L. 29, p. 12.

Os, L. 33, p. 37. – Ils sont formés de beaucoup de phosphate de chaux, *ibid.*

Oxalates, L. 24, p. 8. – C'est au moyen de leur analyse que l'on a trouvé la loi des proportions définies, 9. – Oxalate et bi-oxalate d'ammoniaque, 11. – Oxalate et bi-oxalate de baryte, *ibid.* – Oxalate de chaux, *ibid.* – Il existe dans beaucoup de végétaux, *ibid.* – Il paraît être aux végétaux ce que le phosphate de chaux est aux animaux, 14 – Il forme des calculs vésicaux, L. 33, p. 35. – Oxalate de cobalt, L. 24, p. 14. – Oxalate de fer, *ibid.* – Oxalate de magnésie, *ibid.* – Oxalate de nickel, *ibid.* – Oxalate de potasse, 10. – Bi-oxalate, *ibid.* – Il existe dans l'oseille, *ibid.* – Quadroxalate, 11. – Oxalate de plomb, 15. – En le chauffant, on obtient de l'oxide de carbone, *ibid.* – Oxalate et bi-oxalate de soude, 14.–Oxalates de strontiane, 12. – Oxalate de zinc, 15.

Oxichlorure de cuivre, L. 17, p. 15. – On s'en sert pour peindre le bois, *ibid.*

P

Pétrole, Leçon 28, page 24. – Son analyse, *ibid.*

Phocénine, L. 33, p. 21. – Elle donne, outre les autres acides gras, de l'acide phocénique, *ibid.*

Phosphates, L. 5, p. 1. – Poids de l'atome d'acide phosphorique, 2. – Caractères génériques des phosphates, 3. – L'acide borique avec du charbon les décompose au rouge, *ibid.* – On se sert de ce caractère pour les essais des minéraux, 4. – Le phosphate de plomb cristallise au feu du chalumeau, et donne un caractère pour reconnaître les phosphates, 5. – Le potassium décompose les phosphates, 6. – L'acide sulfurique ne décompose que partiellement les phosphates, 18. – L'acide phosphorique est obtenu par ce moyen, *ibid.* – Préparation du phosphore, 19. – Sa purification, 23. – Moyen de le mouler, 24.

Phosphate d'ammoniaque, L. 5, p. 24.

Phosphate d'ammoniaque et de magnésie, L. 6, p. 25.

Phosphate d'ammoniaque et de soude, L. 5, p. 25.

Phosphate d'argent, L. 6, p. 8. – Poids de l'atome de ce sel, 10. – $\frac{2}{3}$ phosphate, *ibid.*

Phosphate de baryte, L. 5, p. 8. – Bi-phosphate, 10. – Phosphate $\frac{4}{3}$, 11. – Phosphates basiques, *ibid.*

Phosphates de chaux, L. 5, p. 12. – Ils ne sont pas composés d'après des rapports simples, *ibid.* – Il existe des combinaisons qui ne suivent pas les lois des proportions définies, 13. – Préparation du phosphate de chaux, *ibid.* – Le précipité est différent selon que l'on verse une dissolution dans l'autre, *ibid.* – Bi-phosphate, 14.

– Il se fond en un beau verre, 17. – Phosphate $\frac{2}{3}$, *ibid.* – Phosphate $\frac{1}{4}$, ou phosphate des os, 16. – Phosphate $\frac{2}{3}$, 17. – On le connaît, en Minéralogie, sous le nom de chrysolithe, *ibid.*

Phosphate de cobalt, L. 6, p. 4. – Son nombre analytique, *ibid.* – Préparation du bleu de Thénard, 5. – On peut rendre la couleur à ce composé en le chauffant avec de l'oxide de mercure, 6.

Phosphate de fer, L. 6, p. 1. – On le trouve dans la nature à l'état plus basique, *ibid.* – Phosphate de peroxide, 3. – Il se trouve dans les mines de fer, *ibid.* – Il se forme aussi sur le fer des édifices qui sont mouillés par de l'urine, 4.

Phosphate de plomb, L. 6, p. 6. – On s'en sert pour reconnaître la nature des phosphates, 7. – On le trouve cristallisé dans la nature, *ibid.* – $\frac{4}{3}$ phosphate, 8. – $\frac{2}{3}$ phosphate, 9.

Phosphate de potasse, L. 6, p. 9.

Phosphate de soude, L. 5, p. 6 – Son poids atomistique, *ibid.* – Il éprouve la fusion aqueuse et s'effleurit, 8. – Il a une réaction alcaline, *ibid.* – Quand on fait cristalliser une dissolution neutre, la liqueur devient acide, *ibid.* – Il existe dans l'urine, *ibid.* – Bi-phosphate, *ibid.*

Phosphate de strontiane, L. 5, p. 12. – Nombre atomistique de ce sel, *ibid.*

Phosphites, L. 6, p. 11. – Leurs caractères génériques, *ibid.* – Action de la chaleur, 12. – Action de l'eau, 13.

Picromel, L. 33, p. 27. – Il facilite la dissolution des corps gras, *ibid.*

Pierres lithographiques, L. 3, p. 14

Platine, L. 18, p. 7. – Moyen de l'extraire de sa mine, 8. – Moyen de le forger, *ibid.*

Poudre à canon, L. 12, p. 15. – La nature du charbon a la plus grande influence sur sa qualité, 16. – Il faut qu'il soit à l'état de charbon roux, 17. – Proportions de la poudre, *ibid.* – Fabrication de la poudre, *ibid.* – Moyen d'obtenir la poudre bien ronde, 19. – Fabrication par l'ancien procédé, *ibid.* – Qualités que doit avoir une bonne poudre, *ibid.* – La poudre ne doit pas s'enflammer instantanément, 21. – Produits de l'inflammation de la poudre, 22. – Effet de la poudre, 23. – Nature du gaz de la détonation, 24.

Pourpre de Cassius, L. 18, p. 11. – Moyen de le préparer, 15. – La nature est différente selon la manière de mêler les liqueurs, *ibid.* – Son analyse, 18.

Produits immédiats des végétaux, L. 22, p. 24. – Ils se divisent en acides, alcalis et corps neutres, *ibid.* – Leur analyse, *ibid.* – Action de la chaleur, L. 23, p. 7. – L'acide acétique obtenu dissout du goudron, *ibid.* – Les produits azotés donnent de l'ammoniaque, 9. – Action de l'acide sulfurique, 10. – Action de l'acide nitrique, *ibid.* – Des oxides, 11. – De l'eau, 12. – De l'alcool et de l'éther, *ibid.*

Pus, L. 33, p. 31.

Pyrophore, V. *Sulfate d'alumine et de potasse.* – Quelques faits y relatifs, L. 20, p. 13.

Q

Quinine, Leçon 26, page 8. – Le quinquina la contient mêlée avec la cinchonine, *ibid.* – Le quinquina jaune con-

tient plus de quinine; le gris plus de cinchonine, *ibid.* – Ces deux bases sont fébrifuges, *ibid.* – La quinine l'est plus, *ibid.* – Leurs préparations, 9. – Moyen de les séparer, *ibid.* – La quinine cristallise difficilement, *ibid.* – Ses propriétés, *ibid.* – Son analyse, *ibid.* – Son nombre équivalent, *ibid.*

R

Résines, Leçon 29, page 25. – Elles forment des savons sans être transformées en acides, *ibid.* – Elles donnent, par le frottement, l'électricité résineuse, 26. – Elles servent à préparer le noir de fumée, *ibid.* – Elles dégagent l'acide carbonique des carbonates, 27. – Leur analyse, 28. – Elles découlent liquides des arbres, *ibid.* – Ce sont des mélanges de diverses substances, *ibid.*

Résine copal, L. 28, p. 30.

Résine laque, L. 28, p. 30.

Respiration des animaux, L. 33, p. 38. – Elle donne lieu à la chaleur animale, *ibid.* – L'oxigène brûle une partie du carbone de la matière colorante du sang, 39. – Il se forme aussi de l'eau, *ibid.* – Il se dégage de l'azote, 40. – On ne connaît pas la cause du dégagement de toute la chaleur animale, 41.

S

Sagou, Leçon 27, page 10. – C'est l'amidon extrait de la moelle du palmier, *ibid.*

Salep, L. 27, p. 22.

Sang, L. 33, p. 24. – Il est formé de fibrine, d'albu-

mine et de matière colorante, 25. – Il renferme de l'urine, *ibid.* – Par l'agitation du sang, on en sépare la fibrine, *ibid.* – Il contient aussi de la stéarine, de l'oléine et de la cholestérine, 26.

Saponification, L. 28, p. 28. – Elle s'opère sur les huiles ou les graisses, comme sur la stéarine et l'oléine, *ibid.* – Elle donne naissance à des acides stéarique, margarique et oléique, 25. – Ou elle sépare seulement des acides, *ibid.* – Il se forme en même temps de la glycérine, *ibid.* – Séparation des acides gras, 30. – Propriété des acides gras, *ibid.* – Leur analyse, 34 – Qu'est-ce que la saponification? L. 29, p. 10.

Savon, L. 29, p. 6. – Savon blanc, *ibid.* – Savon marbré, 7. – Analyse du savon, 8. – Moyen de déterminer la quantité d'eau que le savon contient, *ibid.*

Sels, L. 1, p. 2. – Définition des sels, *ibid.* – Neutralisation, 4. – On la détermine ordinairement par les réactifs colorés, 5. – Elle ne peut l'être exactement que par des considérations tirées des proportions définies, 7. – Lois d'après lesquelles les combinaisons s'opèrent, 9. – Équivalens ou proportions chimiques, 10. – Les combinaisons s'opèrent entre les atomes des corps, 11. – Détermination du poids des atomes, 13. – Nombres proportionnels, 14. – On prend l'oxigène comme unité, *ibid.* – Définition de la neutralité d'après ces lois, 15. – Rapports entre l'oxigène de l'oxide et de l'acide dans les sels, 16. – Les bases sont en général des oxides, *ibid.* – Elles renferment diverses proportions d'oxigène, 17. – La quantité d'acide dans les combinaisons augmente avec la quantité d'oxigène de l'oxide, 18. – Les combinaisons les plus stables ten-

dent à se former, 19. – L'affinité est faible entre les corps de même nature, 20. – On peut classer les sels d'après les acides, ou d'après les bases, 21. – Leur classification d'après les acides, *ibid.* – Caractères génériques des sels, 22. – Propriétés physiques, *ibid* – Propriétés chimiques, 23. – Nomenclature des sels, *ibid.* – Action de la chaleur sur les sels, 24. – Décrépitation, *ibid.* – La chaleur peut chasser l'eau de combinaison, 26. – Ou déterminer un nouvel arrangement de molécules, *ibid.* – Action de l'eau, *ibid.* – Solubilité, 27. – Fusion aqueuse, 28. – Fusion ignée, *ibid.* -Action de l'alcool, *ibid.*-Action des acides, 30. – Cristallisation, L. 2, p. 1. – Elle peut avoir lieu par voie sèche ou humide, 2. – Méthode de Leblanc pour avoir de gros cristaux, 3. – Action de l'air sur les sels, *ibid.* – Déliquescence, *ibid.* – Efflorescence, 5. – Les propriétés sont relatives à l'état hygrométrique de l'air, *ibid.* – L'efflorescence ne suit pas de lois, 6. – Moyen de dessécher les corps, *ibid.* – Action des corps simples sur les sels, 7. – Action des acides, 8. – Action des bases, 10. – Caractères des sels tirés des bases, L. 21, p. 6. – Il faut qu'ils soient solubles pour reconnaître leurs propriétés, *ibid.* – Quand le sel est insoluble, si c'est un carbonate, on le dissout dans un acide, 7. – Quand ce n'est pas un carbonate, on le fait bouillir avec du carbonate de soude, *ibid.* – Recherches de M. Dulong sur la décomposition des sels par les carbonates alcalins, *ibid.* –On les traite par un hydrosulfate, 12. – 1er groupe, sels non précipités, *ibid.* – Sels précipités, 13. – Par le carbonate de potasse, *ibid.* – Le 1er groupe se subdivise en 2 groupes, *ibid.* – 1er groupe,

sels non précipités par le carbonate de potasse; 2e groupe, sels précipités par ce réactif, 14. – Par l'acide hydrosulfurique, on subdivise en deux le 2e groupe, 14. – 1er groupe, sels non précipités par l'acide hydrosulfurique; 2e groupe, sels précipités par ce réactif, *ibid.* – Caractères des sels d'alumine, 23. – D'ammoniaque, 18. – D'antimoine, L. 22, p. 8. – D'argent, 15. – De baryte, L. 21, p. 18. – De bismuth, L. 22, p. 10. – De chaux, L. 21, p. 21. – De chrôme, L. 22, p. 4. – De cobalt, 1. – De cuivre, 12. – D'étain, 5. – De fer, L. 21, p. 26. – De manganèse, 24. – De magnésie, 22. – De mercure, L. 22, p. 14. – De nickel, L. 22, p. 2. – D'or, 18. – De platine, 17. – De potasse, L. 21, p. 15. – Moyen de les distinguer des sels de soude, 16. – De soude, 17. – De strontiane, 20. – De zinc, *ibid.*

Silicates, L. 21. p. 6.

Soie, L. 30, p. 26. – Elle contient une matière gommeuse que l'on enlève par le décreusage, 27. – On la blanchit par le gaz sulfureux, *ibid.* – Son analyse, 28.

Solanine, p. 13. – Elle se trouve dans les germes de la pomme de terre et d'autres plantes, *ibid.* – Ses caractères, 14.

Solubilité (la), L. 4, p. 24. – Exerce une grande influence sur les combinaisons que plusieurs corps peuvent former, *ibid.*

Soufre doré d'antimoine, L. 20, p. 25.

Stéarates, L. 29, p. 2. – Stéarate de potasse, *ibid.* – Traité par l'eau, il donne du bi-stéarate, *ibid.* – Bistéarate de potasse, 3. – Stéarate de soude, *ibid.* – Bistéarates, 4. – Autres stéarates, 5.

Stéarine, L. 28, p. 5. – Elle forme, avec l'oléine, toutes les matières grasses, *ibid.* – Son extraction par des moyens mécaniques, 6. – Et par des moyens chimiques, 7. – Ses propriétés, 8. – Son analyse, 9. – Elle n'est pas volatile, 10. – Elle tache les étoffes et le papier, *ibid.* – En grande quantité, elle donne la solidité aux huiles de cacao, de muscade et de laurier, 20. – On la forme aussi par la distillation des corps gras et l'acide sulfurique, L. 29, p. 10.

Strychnine, L. 26, p. 5. – Elle existe dans les plantes de la famille des strychnos, *ibid.* – Une de ces plantes donne un poison renommé aux Indes orientales, *ibid.* – Son extraction de la noix vomique, *ibid.* – Ses propriétés, 6. – Elle donne le tétanos, 7. – Elle existe avec la brucine, *ibid.*

Sublimé corrosif. V. *Chlorure de mercure.*

Substances inflammables solubles dans l'eau, L. 29, p. 32. – Alcool, 36. – Éthers, L. 30, p. 3.

Substances végétales azotées, L. 31, p. 14. – Gluten, *ibid.* – Légumine, 16. – Albumine, *ibid.* – Ferment, 17.

Substances végétales neutres ou indifférentes, L. 26, p. 14. – Elles peuvent être divisées en quatre groupes, *ibid.* – 1er groupe, substances qui contiennent de l'oxigène et de l'hydrogène dans les rapports de l'eau, 15. – 2e groupe, matières inflammables, *ibid.* – 3e groupe, matières colorantes, *ibid.* – Si l'on classait ces substances d'après leurs propriétés, elles seraient reportées entre les deux groupes, *ibid.* – 4e groupe, substances azotées, 16.

Succin, L. 29, p. 31. – Il contient l'acide succinique tout formé, 32.

Sucre, L. 26, p. 16. – Il y en a de différentes variétés, *ibid.* – Sa propriété de fermenter est la plus caractéristique, *ibid.* – 1re espèce, sucre de cannes, 17. – 2e espèce, sucre de raisin, *ibid.* – 3e espèce, sucre de champignon, *ibid.* – 4e espèce, sucre incristallisable, *ibid.*

Sucre d'amidon, L. 26, p. 33. – Il ne peut remplacer le sucre de cannes, *ibid.*

Sucre de betteraves, L. 26, p. 26. – Sa préparation, *ibid.* – Cristallisation lente, 28. – Cristallisation rapide, *ibid.* – Perfection du sucre, 29. – Terrage, 31.

Sucre de cannes, L. 26, p. 17. – Sa cristallisation, *ibid.* – Sa phosphorescence, 18. – Action de la râpe sur le sucre, *ibid.* – Solubilité du sucre, 19. – Sirop, *ibid.* – La cuisson du sucre se reconnait à divers caractères, 20. – Il peut cristalliser par fusion, *ibid.* – Il se combine avec les bases, 21. – Sa combinaison avec le plomb, *ibid.* – Le sucre desséché contient une portion d'eau, *ibid.* – Son analyse, 23. – Sucre d'orge, 22. – Il est cristallisé, *ibid.* – Plantes qui contiennent le sucre de cannes, *ibid.*

Sucre incristallisable, L. 26, p. 34.

Sucre de lait, L. 33, p. 17. – Il ne contient pas d'azote, 18.

Sucre de miel, L. 26, p. 33.

Sucre de raisin, L. 26, p. 32. – Il ne cristallise pas, il prend en masse mamelonnée, *ibid.*

Sucre de réglisse, L. 27, p. 3. – Il ne cristallise pas.

Suint, L. 30, p. 26. – C'est une espèce de savon que renferme la laine, *ibid.*

Sulfates, L. 7, p. 1. – Poids de l'atome d'acide sulfurique, 2. – Caractères génériques des sulfates, *ibid.* –

Aucun acide ne les décompose à la température ordinaire, *ibid.* – Au rouge, l'acide borique et l'acide phosphorique les décomposent, 2. – La chaleur les décompose tous, excepté ceux de potasse, soude et baryte, chaux, lithine, magnésie et plomb, 3. – Quand ils ne contiennent pas d'eau, ils donnent de l'acide sulfurique anhydre, *ibid.* – Action de l'hydrogène, *ibid.* – Du bore et du phosphore, *ibid.* – Du charbon, 4. – Moyens de reconnaître les sulfates, *ibid.* – L'insolubilité du sulfate de baryte fait employer ce caractère dans les analyses, 5. – Les sulfates insolubles sont décomposés par le carbonate de potasse ou de soude, 6. – Moyen de reconnaître les sulfates dans les espèces minéralogiques, *ibid.* – Remarques sur la décomposition des sulfates par la chaleur, L. 9, p. 25. – Par le charbon, *ibid.* – Par l'hydrogène, *ibid.*

Sulfate d'alumine, L. 8, p. 16. – Son poids atomistique, *ibid.* – Il a une réaction acide, *ibid.* – Il est très soluble, *ibid.* – Il est décomposé par la chaleur, et donne de l'alumine, 17. – $\frac{1}{3}$ sulfate, *ibid.* – Il se trouve dans la nature, *ibid.* – Il forme des sels doubles avec beaucoup de bases, *ibid.*

Sulfate d'alumine et d'ammoniaque, L. 8, p. 4. – Ses cristaux ont la même forme que ceux de l'alun, *ibid.*

Sulfate d'alumine et de potasse, L. 8, p. 18. – Son poids atomistique, *ibid.* – Il a une réaction acide, *ibid.* – Sa solubilité, *ibid.* – Il éprouve la fusion aqueuse, 20. – Au rouge, le sulfate d'alumine se décompose, *ibid.* – Chauffé avec du charbon, il donne du pyrophore, *ibid.* – Moyen de préparer ce composé, 21. – La combustion du pyrophore est due à un polysulfure, 22. –

Alun de Rome, 24. - On le fait artificiellement, 25. - Alun basique, 26. - Préparation de l'alun à la Tolfa, 27. - A Beauvais, 28. - Moyen de purifier ce sel, 29.

Sulfate d'alumine et de soude, L. 8, p. 24. - Il est plus soluble que celui de potasse, *ibid.* - Il s'effleurit, *ibid.* - On le purifie moins facilement que l'alun de potasse, *ibid.*

Sulfate d'ammoniaque, L. 7, p. 12. - Il donne de l'acide sulfurique par la chaleur, 13. - Bi-sulfate d'ammoniaque, L. 7, p. 13.

Sulfate d'argent, L. 9, p. 24.

Sulfate de baryte, L. 7, p. 13. - C'est un sel complètement insoluble, *ibid.* - Il se fond à une température élevée, 14. - Son poids atomistique, *ibid.*

Sulfate de chaux, L. 8, p. 3. - Poids de l'atome de ce sel, *ibid.* - On le trouve dans la nature ; il contient ordinairement de l'eau, 4. - Il est un peu soluble, et donne aux eaux crues leurs mauvaises qualités, 5. - Il décrépite et perd son eau par la chaleur, *ibid.* - C'est alors du plâtre, *ibid.* - Ce sel se fond à une chaleur blanche, 6. - Sulfate anhydre ou karstenite, 7. - Fabrication du plâtre, *ibid.* - Il y a une espèce de sulfate de chaux que l'on appelle *albâtre* ; elle sert à faire des vases, etc., *ibid.* - Les eaux de puits de Paris contiennent de ce sel, 9. - Le plâtre sert d'engrais, 10. - Il sert aussi à donner l'apprêt à des étoffes, 11. - Le plâtre exposé à l'air, reprend de l'eau et perd sa qualité, 12. - Il forme, avec le sulfate de soude, un composé que l'on trouve dans la nature, *ibid.*

Sulfate de chaux ou de soude, L. 8, p. 12. - Il se trouve dans la nature, et porte le nom de Glaubérite, *ibid.*

Sulfate de cobalt, L. 9, p. 17. – Il donne un oxisulfure par l'hydrogène, *ibid.* – Il forme des sels doubles avec les sulfates de potasse, de soude et d'ammoniaque, *ibid.*

Sulfate de cobalt et d'ammoniaque, L. 9, p. 17.

Sulfate de cobalt et de potasse, L. 9, p. 17.

Sulfate de cobalt et de soude, L. 9, p. 17.

Sulfate de cuivre, L. 8, p. 18. – Il perd son eau par la chaleur, *ibid.* – Au rouge, il se décompose, *ibid.* – Avec l'hydrogène, il donne de l'oxide, *ibid.* – On le prépare par plusieurs procédés, 19. – Sulfate basique, 20. – Le protoxide de cuivre ne peut se combiner à l'acide sulfurique, *ibid.* – Le sulfate de cuivre forme divers sels doubles, *ibid.*

Sulfate de fer, L. 5, p. 10. – Il éprouve la fusion aqueuse, *ibid.* – L'acide sulfurique le précipite à l'état anhydre, 11. – Chauffé au rouge, il se décompose, et donne du peroxide et de l'acide anhydre, *ibid.* – Exposé à l'air, ce sel attire l'oxigène, 13. – Il se précipite $\frac{1}{3}$ persulfate, *ibid.* – L'alcool précipite de la dissolution du sulfate de protoxide et de peroxide, 14. – Par l'acide nitrique ou le chlore, il passe à l'état de peroxide, 15. – Sulfate de peroxide, *ibid.* – L'hydrogène le transforme en sulfure, 16. – Il forme, avec le sulfate de potasse et le sulfate d'ammoniaque, des sels isomorphes avec l'alun, 17.

Sulfate de peroxide de fer et d'ammoniaque, L. 9, p. 17. – Il est isomorphe avec l'alun, *ibid.*

Sulfate de peroxide de fer et de potasse, L. 9, p. 17. – Il est isomorphe avec l'alun, *ibid.*

Sulfate de glucine, L. 9, p. 9.

Sulfate de magnésie, L. 8, p. 12. – Poids de son atome, 13. – On l'emploie en Médecine, *ibid.* – Il éprouve la fusion aqueuse, *ibid.* – Sa solubilité, *ibid.* – Il ne donne pas de sulfure avec le charbon, 14. – On le prépare en cristaux en traitant les carbonates de chaux et de magnésie par l'acide sulfurique, *ibid.* – Il existe dans l'eau de la mer, *ibid.* – Beaucoup de sels de mer en contiennent une grande quantité, *ibid.* – La forme de ses cristaux change quand on les chauffe dans l'alcool, 15. – Il forme beaucoup de sels doubles, 16.

Sulfate de manganèse, L. 9, p. 2. – Pour le préparer, il faut ajouter une matière végétale à l'acide, 3. – Sulfate de peroxide, *ibid.* – Il sert comme réactif, 4.

Sulfate de manganèse et de potasse, L. 8, p. 4. – Il cristallise comme l'alun, *ibid.*

Sulfate de mercure, L. 9, p. 23. – Sulfate de deutoxide, 24. – $\frac{1}{3}$ sulfate ou turbith minéral, *ibid.*

Sulfate de nickel, L. 9, p. 20. – Il forme avec le sulfate de potasse un sel moins soluble que le sulfate simple, 21.

Sulfate de potasse, L. 7, p. 7. – Poids atomistique de ce sel, *ibid.* – Il est tout-à-fait anhydre, *ibid.* – Sa solubilité, 8. – Il décrépite, *ibid.* – Bi-sulfate de potasse, 9. – Sa forme cristalline, *ibid.* – Il donne par la chaleur de l'acide sulfurique anhydre, 10.

Sulfate de plomb, L. 9, p. 21. – On le trouve dans la nature, *ibid.* – Il est insoluble dans l'eau, mais un peu soluble dans les acides, et surtout l'acide hydrochlorique, qui peut même le décomposer, *ibid.* – Il n'est pas décomposé par la chaleur, 22. – Quand on le chauffe dans du grès, il se décompose par l'action de la silice,

ibid. - Action du charbon, *ibid.* - L'hydrogène le convertit en sulfure, *ibid.* - On l'obtient en grande quantité dans la teinture, 23. - On le réduit par le sulfure de plomb, *ibid.*

Sulfate de soude, L. 7, p. 9. - Son poids atomistique, *ibid.* - Sa solubilité, 10. - Il est plus soluble à 30° qu'à 100°, *ibid.* - La force d'inertie de ce sel est très grande, 11. - Sa dissolution saturée ne cristallise pas par le refroidissement dans quelques circonstances, 10, et L. 8, 1.

Sulfate de strontiane, L. 7, p. 14. - Son poids atomistique, 15. - Il est un peu soluble, *ibid.* - Il se dissout un peu dans l'acide sulfurique à chaud, 16.

Sulfate de zinc, L. 8, p. 4. - Il est isomorphe avec le sulfate de magnésie, 5. - Il éprouve la fusion aqueuse, *ibid.* - L'hydrogène le transforme en oxisulfure, *ibid.* - On le prépare en grillant le sulfure, 6. - Moyen de le purifier, *ibid.* - Il est fondu par la propriété neutralisante des oxides qui est différente, 7.

Sulfites, L. 9, p. 26. - Caractères génériques, *ibid.*, et L. 10, p. 1. - Action de la chaleur, *ibid.* - Action des acides, 2. - Des corps combustibles, 3. - On neutralise difficilement les sulfites solubles, *ibid.* - Bi-sulfites, L. 10, 4.

Sulfite de chaux, L. 10, p. 3. - Il sert pour des bains et soufrer des tonneaux, 4.

Sulfite de deutoxide de cuivre, L. 10, p. 4.

Sulfovinates, L. 30, p. 7. - Sulfovinate de chaux, *ibid.* - De baryte, *ibid.* - Son analyse, *ibid.*

Sulfures, L. 18, p. 29. - On les obtient directement, *ibid.* - Ils dégagent de l'acide hydrosulfurique par les acides,

31, et L. 19, 2. - Ils précipitent les dissolutions métalliques en diverses couleurs quand ils sont solubles, L. 18, 31. - Les sulfures insolubles se reconnaissent aisément en les dissolvant dans l'acide nitrique, 2. - Incertitude sur la nature des combinaisons pour connaître si ce sont des sulfures ou des hydrosulfates, 3. - On emploie les sulfures alcalins comme réactifs, 4. - Sulfures métalliques, L. 19, 7. - Leur préparation, 8. - Les sulfures métalliques peuvent s'obtenir par précipitation, 9. - Ils contiennent alors de l'eau qu'ils ne cèdent qu'à une température élevée, 10. - L'eau se dégage successivement à mesure que la chaleur augmente, *ibid.* - Leur action sur le soufre, L. 20, p. 3. - Décomposition des sulfures par le charbon, 11. - Action de l'air sur les sulfures, 17. - Il se forme en définitive des hyposulfites, 18. - Certains oxides produisent le même effet quand on les fait bouillir avec ces composés, 19.

Sulfure de barium, L. 19, p. 6. - On le prépare avec le sulfate dans un creuset brasqué, *ibid.*

Sulfure de calcium, L. 19, p. 7. - On le prépare comme celui de barium, *ibid.*

Sulfure de potassium, L. 19, p. 4. - On l'obtient en décomposant le sulfate par l'hydrogène, 5. - En calcinant ce sel dans un creuset brasqué, *ibid.* - Ou en saturant une dissolution de potasse d'acide hydrosulfurique, *ibid.* - L'hydrosulfate ne cristallise pas, 6. - Le bihydrosulfate cristallise, *ibid.* - Divers sulfures de potassium, 18. - Action de l'eau sur ces composés, 23.

Sulfure de sodium, L. 19, p. 6. - En décomposant le sulfate de soude par le charbon, on obtient un polysulfure, *ibid.*

Sulfure de strontium, L. 19, p. 7.-On le prépare comme celui de barium, *ibid.*

T

Tannin, L. 25, p. 12.–M. Seguin l'a signalé comme matière particulière, 13. – Moyen de l'obtenir, *ibid.* – Procédé de M. Berzelius, *ibid.* – Il est accompagné par une matière que l'on a nommée *extractive, ibid.* – Propriétés de l'acide gallique, 14. – Il peut se combiner avec les acides et les bases, *ibid.*

Tannin artificiel, L. 25, p. 21. – Le camphre en donne avec divers acides, *ibid.* – Les résines en donnent aussi, 27.

Tartrates, L. 24, p. 18. – Tartrate de potasse, *ibid.* – Bi-tartrate, 19. – Tartrate de soude, *ibid.* – De potasse et de soude, *ibid.* – De potasse et d'antimoine, *ibid.* – On peut le considérer comme un acide, 21. – Le bitartrate de potasse peut être regardé aussi comme un acide, 22. – Tartrates de baryte et de strontiane, *ibid.*

Tissus animaux, L. 33, p. 36.

Tournesol, L. 31, p. 10. – On l'extrait de quelques espèces de lichens, *ibid.*

U

Ulmine, L. 27, p. 32. – Elle se forme par l'action des alcalis sur le ligneux, *ibid.*

Urée, L. 33, 11. – Elle forme avec l'acide nitrique un composé cristallin, *ibid.* – Préparation de l'urée, 12. – On est parvenu à la faire artificiellement, 13. – C'est un cyanate d'ammoniaque, *ibid.* – Analyse de l'urée, *ibid.*

Urine, L. 33, p. 33. – Elle doit son acidité à l'acide phosphorique, *ibid.* – L'urée est son principe essentiel, *ibid.* – En se décomposant il se forme de l'ammoniaque et il se précipite différens sels, 34. – Il y existe de l'acide lactique et du lactate d'ammoniaque, *ibid.* – Celle des animaux herbivores contient de l'acide benzoïque, *ibid.*

V

Végétation, L. 31, p. 27. – Les parties vertes des plantes décomposent l'acide carbonique, 28.

Vératrine, L. 26, p. 8. – Elle se rencontre dans plusieurs plantes de la famille des vératrum, *ibid.* – Elle produit aussi le tétanos, *ibid.*

Vin, L. 31, p. 21. – Quantité d'alcool que les diverses espèces renferment, 22.

Z

Zircône. Elle présente, quand on la chauffe, une incandescence comme celle des antimoniates, L. 21, p. 5.

FIN DE LA TABLE ALPHABÉTIQUE DU COURS DE CHIMIE.

COURS DE CHIMIE.

SOMMAIRE.

DES SELS.

Définition des sels. — Neutralisation. — Théorie des proportions chimiques. — Définition de la neutralité. — Tendance des corps à former des composés stables. — Classification des sels. — Caractères et propriétés des sels. — Décrépitation. — Dissolvans. — Eau de cristallisation. — Fusion aqueuse. — Fusion ignée.

Dans la première partie de ce Cours, on a fait l'histoire des corps simples et des composés binaires. Ces derniers forment trois classes de corps distincts : ce sont les corps composés, acides, neutres et basiques, qu'on nomme aussi alcalis. En se réunissant deux à deux pour former

des corps composés, les corps simples n'ont point épuisé toute leur affinité; ils ont conservé une tendance à se combiner de nouveau en formant des corps d'un ordre plus compliqué, renfermant un plus grand nombre de principes élémentaires. Nous devons examiner ces nouvelles combinaisons; mais nous fixerons particulièrement notre attention sur celles qui résultent de l'union d'un acide avec une base, et qu'on a nommées sels. Un sel sera donc pour nous une combinaison d'un acide avec une base.

Cette définition paraît simple; cependant on verra qu'elle n'embrasse pas toutes les combinaisons formées par un acide et par une base, et qu'il sera nécessaire de la modifier d'après la proportion de l'acide et de la base qui entrent en combinaison.

On se rappelle ce que c'est qu'un acide : c'est un corps dont la saveur est plus ou moins aigre, qui a la propriété de rougir certaines couleurs végétales, de se combiner avec les bases, c'est là son principal caractère, et enfin d'être doué d'une

énergie électrique négative. On reconnaîtra bientôt ce dernier caractère, dans le Cours de Physique, en traitant de l'électricité et du galvanisme.

On se rappelle qu'une base agit sur les couleurs d'une manière différente des acides; que quand elle a une certaine solubilité, sa saveur, au lieu d'être aigre comme celle des acides, est ce qu'on nomme alcaline. Le grand caractère des bases est de se combiner avec les acides : leurs molécules élémentaires jouissent d'une énergie électrique positive.

Les acides et les bases, en se réunissant, perdent la plupart de leurs propriétés, et en prennent de nouvelles : ainsi, la saveur, l'odeur, la volatilité, la fusibilité, sont en général changées; mais, parmi ces changemens, les plus remarquables tiennent à l'acidité et à l'alcalinité. Une base alcaline soluble a la propriété de ramener au bleu la couleur du tournesol rougie par un acide, et de verdir le sirop de violettes. Ce sont des moyens simples de constater la présence des

bases alcalines et des acides. En mettant un acide dans une base, ou réciproquement, les propriétés d'altérer les couleurs vont changer, et l'on parviendra, en faisant cette expérience avec soin, à un terme défini désigné par le mot de *neutralisation*.

Commençons par une base que nous mettrons en certaine quantité dans un verre, et dans laquelle nous verserons peu à peu un acide. Je commence par m'assurer des caractères de l'alcali que j'ai mis dans le verre : il ramène au bleu la couleur du tournesol altérée par l'acide; je verse de l'acide; et tant qu'on verra le papier plongé dans le liquide demeurer bleu, on sera sûr qu'il y aura de l'alcali en excès. Je ne tiens pas compte de l'effervescence et de quelques autres actions qui se produisent. Si je verse de l'alcali en excès, la liqueur prendra les caractères de celui-ci. Je puis maintenant prendre de l'acide dans un autre verre, et y verser une base. Je constate d'abord qu'il a la propriété de rougir le tournesol. Je verse l'alcali, je vois la force de l'acide diminuer;

et si je continue, je parviendrai à un point où il n'y aura plus d'acide libre dans la liqueur. Ainsi, nous voyons le liquide, d'abord acide, devenir alcalin, et réciproquement, et nous trouvons un point intermédiaire pour lequel il n'y aura ni acide ni alcali libre : c'est ce qu'on peut reconnaître en faisant l'expérience avec précaution. J'ai ici deux liquides mesurés d'avance ; l'un est acide, l'autre est alcalin. Je les mêle : si les proportions sont bien calculées, j'obtiendrai ce qu'on nomme un liquide neutre. En effet, il n'agit pas sur le tournesol, donc il n'est pas acide ; il ne change pas non plus le papier rougi, donc il n'est pas alcalin. Ainsi, mêlés en proportions convenables, les deux liquides perdent leur propriété acide et leur propriété alcaline.

L'acide et la base n'ont pas besoin d'être dans ces rapports pour former des composés chimiques, et nous donnerons également le nom de *sels* à toute combinaison d'un acide et d'une base.

Quand on est parvenu au point où les proprié-

tés acides et alcalines ont disparu, on dit qu'il y a *neutralisation*. Quelquefois, cependant, on se sert du mot de *saturation* pour désigner le même effet; mais ces deux mots n'ont pas exactement la même signification. Celui de saturation veut dire qu'un liquide ne peut plus dissoudre, pour la température où il se trouve, une nouvelle quantité d'un corps, quoiqu'à une autre température il puisse en dissoudre une autre proportion.

Dans la neutralisation, la capacité des acides et des alcalis n'a pas cessé d'exister; et la preuve, c'est qu'on peut faire prendre à un acide à l'état de *neutralisation* de nouvelles quantités d'une base, et former ainsi un sel acide. De même on peut faire prendre à un sel neutre une nouvelle quantité de base, et former des sels alcalins ou basiques.

Nous avons donc à considérer en général la combinaison des acides avec les alcalis; elle nous mène à des sels neutres, ou bien à des sels en proportions différentes, qui seront ou avec excès d'acide, alors nous les nommerons *acides*, ou

bien avec excès de base, et nous les nommerons sels *alcalins*, ou mieux sels *basiques*.

La neutralité, l'alcalinité et l'acidité d'un sel se reconnaissent en général au moyen des réactifs colorés; en sorte que si l'on nous présentait une dissolution saline, nous y plongerions du papier bleu et du papier rouge : s'il n'y avait pas altération, nous en conclurions que le sel était neutre; si le papier bleu devenait rouge, nous reconnaîtrions qu'il y avait excès d'acide, et si le papier rouge devenait bleu, nous dirions qu'il y avait excès de base.

Cependant on ne peut s'en rapporter toujours à l'altération des réactifs pour prononcer sur la véritable nature d'un sel relativement à l'acidité ou à l'alcalinité, car il y en a qui sont considérés comme neutres et qui agissent sur les réactifs colorés; suivantleur action, on les prendrait pour acides ou alcalins, et cependant on doit, par des considérations d'un ordre plus élevé, reconnaître que ce sont des sels neutres. Ainsi je prends le phosphate de soude, par exemple, j'y plonge

un papier rouge; il devient bleu : cependant ce sel est considéré comme neutre.

Pour bien comprendre ce que c'est qu'un sel neutre, il faut s'élever à des considérations prises dans la théorie des proportions définies. On se rappelle que le fait qui sert de fondement à cette théorie consiste en ce que, si l'on prend deux corps de même ordre, comme deux acides, par exemple, et qu'on cherche la quantité de chaque acide nécessaire pour donner avec deux alcalis un degré constant de neutralisation : que si, notant les quantités pondérales des acides qui saturent la même quantité d'alcali, on prend un quatrième corps, un deuxième alcali en quantité quelconque, il faudra, pour le saturer, deux nouvelles quantités d'acides dans le même rapport que celles qui ont été nécessaires pour saturer le premier alcali; c'est-à-dire que les quantités pondérales de deux corps nécessaires pour procurer un même degré de saturation avec un autre corps, conservent le même rapport dans toutes les combinaisons avec un corps nouveau.

Je suppose, raisonnant d'une manière générale, que nous avons deux corps A, B; ce sont deux acides en quantité telle, qu'ils peuvent se combiner avec une quantité M d'un alcali. Il nous faudra, par exemple, deux kilogrammes de l'acide A; il en faudra six de l'acide B pour saturer le même alcali M. Si l'on me donne un alcali N en quantité quelconque, pour le saturer, il faudra une certaine quantité de A; au lieu de deux kilogrammes, ce sera le double, je suppose : j'aurai donc $2 \times 2A = 4A$. Il me faudra de N une quantité triple, j'aurai donc $2 \times 6B = 12B$. Or ces deux quantités ont entre elles le même rapport que les deux premières : c'est la base sur laquelle repose la théorie des proportions chimiques. En généralisant, si l'on a une série d'acides A, B, C, D, et un alcali M; que l'on cherche les quantités de chacun des acides qui peuvent neutraliser la base M; que l'on prenne ensuite une série d'alcalis M, N, O, P, en quantités telles qu'ils neutralisent de la même manière l'acide A, il est évident qu'il sera indifférent que

je me serve de M, N, O ou P : il y aura toujours disparition des propriétés acides et alcalines. On nomme ces quantités qui saturent le même corps, *équivalens chimiques*, ou *proportions*. Ainsi ces quantités, qui diffèrent pondéralement, produisent le même résultat.

On peut former des tables qui représentent par des nombres la quantité des divers acides qui sature la même quantité d'alcali, *et vice versâ;* ce sont les tables des proportions définies, ou des équivalens chimiques. Ces résultats ont été observés par un chimiste allemand, qui les a réellement établis ; ç'a été un pas bien important pour la Chimie. On doit à M. Dalton d'avoir découvert que quand un corps se combine avec un autre corps en proportions différentes, les diverses proportions sont des multiples de la proportion la plus simple. Ainsi un corps A peut se combiner avec B et former un corps AB ; mais ce dernier corps peut se combiner avec une nouvelle quantité de B et former des corps ABB, ABBB, de telle sorte que quand deux corps peuvent se combiner en

plusieurs proportions, ces proportions sont des multiples de la proportion la plus simple. Ces deux faits principaux font la base sur laquelle repose la théorie des proportions définies, qui sont de la plus grande importance, tellement qu'elles nous serviront à former un langage au moyen duquel nous exposerons les élémens des composés d'une manière simple et facile à retenir.

On peut considérer les corps comme formés de particules, atomes ou molécules. C'est entre ces molécules que la combinaison s'opère; car, quand ils sont à l'état solide, ils ne se touchent que par un petit nombre de points, et d'un autre côté, on voit que la combinaison se fait toujours suivant des multiples : on peut donc concevoir que c'est un atome d'acide qui se combine avec un atome d'alcali, par exemple. Nous opérons, il est vrai, sur des poids assez considérables des corps; mais si nous pénétrons, par la pensée, jusqu'aux particules les plus ténues, nous concevrons facilement que les combinaisons peuvent se pro-

duire entre ces petites parties; et comme les combinaisons ont lieu dans des rapports simples, nous pouvons admettre, quoique ce ne soit qu'une spéculation, que ces combinaisons se forment entre un atome d'un corps et un atome d'un autre corps; ce qui explique très bien les combinaisons par multiples. Ainsi nous admettons qu'une molécule ou atome d'acide A peut se combiner avec une molécule ou atome de base M, mais jamais avec une demi-molécule, puisque l'atome est supposé insécable; et, d'après cela, les combinaisons se produisent en nombres simples.

C'est à M. Dalton qu'est due cette supposition, que les corps se combinent d'atome à atome; mais ce n'était qu'une simple spéculation, qui a été confirmée plus tard par les expériences de Wollaston sur les oxalates. En effet, ce chimiste a trouvé que la potasse, par exemple, s'unissait à l'acide oxalique dans le rapport de 1 de base et 1, 2 et 4 proportions d'acide. Cette théorie a été confirmée depuis par un très grand nombre d'expériences.

Nous avons dit qu'on peut former une table renfermant les proportions des différens corps nécessaires pour arriver à l'état de neutralité. Les nombres qui expriment ces quantités peuvent être considérés comme indépendans de la valeur de l'unité. Supposons que ce soit un gramme ou un milligramme, les rapports sont toujours les mêmes : on sent donc que puisque les corps se combinent en grande ou en petite masse d'atome à atome, que puisque ces rapports sont les mêmes, les nombres que nous avons trouvés pour indiquer le rapport des quantités pondérales pourront se transporter aux atomes eux-mêmes. Les atomes seront alors représentés par des poids, mais des poids relatifs. Il conviendrait donc de choisir un corps pour unité ou terme de comparaison ; nous prendrons l'oxigène, corps abondamment répandu dans la nature et pouvant se combiner avec presque tous les corps. Cette unité se prête à tout; nous pouvons en faire un gramme, un kilogramme, un quintal, etc.

Nous prenons donc un atome d'oxigène, que

nous représentons par l'unité, et nous cherchons les quantités des autres corps qui peuvent se combiner avec cet oxigène; et les nombres qui expriment les quantités de chacun des autres corps nous donneront le poids relatif de leurs atomes. Puisque, quelque poids que nous donnions à un corps, les rapports restent les mêmes, si nous voulons faire une table, nous supposerons indifféremment que l'oxigène pèse 1 kilogramme, ou bien 100 kilogrammes. En général, on prend l'oxigène pour 1. Cette quantité d'oxigène se combine avec une certaine quantité des divers corps, et puisque nous supposons que ce sont les atomes qui se combinent entre eux, il est évident que le poids de l'atome d'oxigène étant représenté par 1, comme nous l'avons dit, on aura des poids relatifs pour les atomes des autres corps; ce seront *les équivalens chimiques*, ou *proportions chimiques*. Ainsi, on représentera proportionnellement, par des nombres, le poids correspondant de chaque corps combiné avec l'atome d'oxigène. Toute cette théorie paraît

abstraite; mais on aura soin d'y revenir à l'occasion.

Cela posé, la neutralité va devenir facile à définir; car je suppose qu'on ait déterminé le poids des atomes des divers alcalis et celui des divers acides. Si l'on connaissait seulement celui des acides, on trouverait celui des alcalis, en cherchant les quantités pondérales qui neutralisent les acides, et réciproquement. On a ainsi les poids des acides et des alcalis qui produisent la neutralité; ces poids sont invariables.

Si maintenant, par exemple, prenant un acide qui produit avec la potasse un sel neutre, je le combine avec une autre base, ce second composé pourra agir sur le papier, et être cependant un sel neutre. Ainsi, un sel neutre résulte pour nous d'un atome, ou proportion, ou équivalent d'acide, combiné avec un atome, etc., d'alcali. En examinant ce sel, si sa réaction est nulle sur le papier, nous dirons qu'il est tout-à-fait neutre; s'il altère le papier, nous dirons que c'est un sel neutre avec une réaction alcaline ou avec une réaction acide.

Un grand nombre de sels sont dans ce cas; maintenant nous n'en serons plus embarrassés. Pour connaître si un sel est neutre, nous n'aurons donc qu'à déterminer les proportions d'acide et de base qui entrent dans sa composition.

Une conséquence nécessaire de la composition des sels, c'est que l'oxigène de la base et celui de l'acide se trouvent toujours dans un rapport simple et constant pour un même genre de sel.

En général, les bases sont des oxides, ou autrement dit des corps simples combinés avec l'oxigène; cependant il y a des bases, comme l'ammoniaque, qui neutralisent parfaitement les acides, et qui ne renferment pas d'oxigène. On a récemment trouvé aussi une classe de matières végétales, qu'on a appelées *alcalis végétaux*, qui jouent le rôle d'oxides en formant de véritables sels avec les acides. Cependant, nous pouvons dire qu'en général les bases sont des oxides.

Nous admettrons que les oxides renferment un atome de base et un atome d'oxigène, quoiqu'il y ait cependant des bases qui contiennent deux

atomes d'oxigène, comme l'oxide de potassium, par exemple.

L'acide sulfurique renferme un atome de base et trois atomes d'oxigène. On a trouvé que, dans les sulfates neutres, l'oxigène de l'acide est triple de celui de l'oxide; mais ce n'est qu'une conséquence de la théorie, quoiqu'on ait présenté ce fait comme une loi. On verra que, dans chaque genre de sels, l'oxigène de l'acide est toujours un multiple constant de celui de la base, mais que le rapport varie pour chaque acide; ainsi il est triple pour les sulfates neutres, quintuple pour les nitrates, etc.

Les bases ne sont pas invariables dans leur nature; les métaux qu'elles renferment peuvent se combiner avec des quantités différentes d'oxigène. Le fer, le cuivre, tous les métaux en général, peuvent se combiner en proportions variables avec l'oxigène : ce sont alors de nouveaux corps; car, quoiqu'ils contiennent les mêmes élémens, les proportions étant différentes, les propriétés le sont aussi. C'est ainsi qu'en ajoutant de l'oxi-

gène au manganèse, on finit par faire un acide manganésique. Dans le cas où les bases changent de nature en prenant des quantités variables d'oxigène, on peut se demander ce qui arrivera relativement à la quantité d'acide nécessaire pour neutraliser la nouvelle base; il y a, à cet égard, une loi : la quantité d'acide nécessaire pour produire la neutralité croît proportionnellement à la quantité d'oxigène que renferme la base.

Mais qu'arrive-t-il quand c'est l'acide, au lieu de la base, qui change de nature, comme l'acide sulfureux, hyponitreux, qui peuvent absorber de l'oxigène et se transformer en acide sulfurique et nitrique, et quelle est la loi, si elle n'est pas analogue à celle que nous venons d'exposer pour les bases? Dans ce cas le radical peut se combiner avec des quantités d'oxigène différentes pour former des acides différens, mais il faudra toujours la même quantité de base pour produire la neutralité. Ainsi, en combinant un atome de soufre avec deux atomes d'oxigène, on forme de l'acide sulfureux : si on laisse cet acide

à l'air, il prend une nouvelle quantité d'oxigène et devient acide sulfurique, qui est neutralisé par la même quantité de base.

Les acides peuvent se combiner avec la base en diverses proportions; mais dans chacune d'elles, ils n'ont pas toujours la même affinité : en général, il existe des proportions dans lesquelles la combinaison est plus stable. Dans les diverses combinaisons d'un même corps, il y en a toujours une beaucoup plus stable que les autres; et quand rien ne s'y oppose, la combinaison la plus stable peut toujours se former. Ainsi, on verra des oxides renfermant plus d'un atome d'oxigène revenir à un seul atome pour former une combinaison plus stable, par exemple.

Je puis combiner le peroxide de mangèse avec l'acide sulfurique: je formerai un sel rouge bien acide, mais qui se décompose avec facilité pour passer à l'état de protoxide ; il suffit pour cela d'une légère chaleur.

Il est à remarquer qu'entre les corps de même classe l'affinité est faible : ainsi, les acides entre

eux et les bases entre elles ont peu d'affinité; mais les acides ont une grande affinité pour les bases.

Il y a beaucoup de considérations pour lesquelles nous renverrons à une époque plus avancée; nous attendrons, pour parler de l'électricité, que le professeur de Physique en ait traité. Je dirais des mots nouveaux, je ne serais pas compris; il vaut mieux attendre que vous soyez familiers avec les phénomènes électriques et galvaniques.

Je ferai remarquer que les généralités découlent des faits, en sorte qu'on peut dire qu'un fait général doit suivre l'exposition des faits particuliers. Nous parlerons d'abord de ces faits, qui serviront à nous fixer.

Il faut commencer par classer les sels, et voir comment nous les étudierons. Ils sont excessivement nombreux; mais ils n'ont pas tous la même importance pour nous : aussi nous passerons légèrement sur ceux qui en ont le moins.

En examinant les sels, on voit qu'on en peut former deux séries de groupes. Dans l'une, on

peut placer les sels de même base et d'acides différens; dans l'autre, les sels de même acide avec des bases différentes. Ces deux méthodes ont été employées. En Minéralogie, M. Haüy avait rangé les sels d'après les bases : au lieu de dire *sulfate de chaux*, il disait *chaux sulfatée*. En Chimie, on aime mieux les ranger d'après les acides, parce que les acides sont en général plus faciles à décomposer. Ainsi, nous rangerons les sels de manière à former autant de groupes que d'acides différens : nous mettrons donc ensemble tous les sels formés par l'acide sulfurique et les différentes bases, et nous les nommerons *sulfates*; nous mettrons également ensemble tous les *carbonates*, etc.; nous examinerons les caractères des divers groupes, et ensuite ceux des espèces.

En parlant des sels, nous ne pouvons pas avoir pour but d'étudier ces corps dans tous leurs détails, ils sont trop nombreux. S'il fallait les mettre en contact avec tous les corps, ce serait une étude longue et sans utilité : il faut les définir, les caractériser; et si un petit nombre de caractères

suffit pour distinguer un corps, nous nous en contenterons. Ainsi, caractériser un corps, c'est donner les caractères saillans qui le représentent; de sorte que l'étude des sels comprend leurs définitions et leurs propriétés les plus saillantes.

Les caractères que présentent les sels sont de deux ordres : les caractères *génériques*, propres à tous les sels formés par un même acide; et les caractères *spécifiques*, qui sont déterminés plus particulièrement par la présence de la base. Ces caractères se composent de propriétés qui sont ou *chimiques* ou *physiques*.

Par propriétés *physiques*, on entend toutes celles qu'on peut remarquer sans altérer le corps, comme la forme, la couleur, la saveur qui, en général, dépend plus de la base que de l'acide, comme dans tous les sels de magnésie, qui sont caractérisés par une amertume particulière; l'odeur, la densité, l'action sur la lumière ou la réfraction, la fusibilité, la volatilité.

Les propriétés *chimiques* sont la manière dont

les sels se comportent avec l'eau, c'est-à-dire, en général, l'action des dissolvans. C'est un grand point dans l'histoire des sels, de connaître s'ils sont solubles dans l'eau, et en quelle quantité; cela détermine les moyens de séparation et de combinaison. Ce que je dis de l'eau s'entend de tous les dissolvans; de l'alcool, dont on se sert beaucoup pour dissoudre les sels, des acides. Dans les propriétés chimiques, il faut encore ranger l'action de la chaleur, de l'air, des corps simples, des acides et des bases.

L'étude d'un sel sera terminée par son histoire naturelle, c'est-à-dire par les circonstances où il se trouve dans la nature.

En général, la dénomination chimique fait connaître sa composition : quand je dis *sulfate de potasse,* vous entendez de quel corps je veux parler. Mais il y a beaucoup de sels qui sont avec excès d'acide ou de base; il y en a qui sont ce qu'on nomme hydratés, c'est-à-dire combinés avec l'eau. Les propriétés peuvent donc aussi dépendre de la présence de l'eau : on sera donc

forcé de dire sel hydraté ou non. Vous êtes familiers avec la plupart de ces propriétés ; nous ne devons nous en occuper qu'autant qu'elles se rapportent à l'étude des sels.

Nous exprimerons la composition des sels d'une manière simple par les atomes, en faisant connaître s'ils sont neutres, acides ou basiques; les quantités d'eau seront de même exprimées atomiquement. Autrefois, on donnait les quantités pondérales prises sur cent parties : il était difficile de retenir de pareils nombres.

L'action de la chaleur comprend plusieurs phénomènes, comme la fusibilité, la volatilité ; propriétés auxquelles nous donnons une grande importance. Mais, en étudiant l'action de la chaleur sur ces corps, on observe un phénomène que ne présentent pas tous les sels, et qui, par cela même, devient un caractère : c'est la décrépitation. Si l'on jette du sel marin sur des charbons chauds, il saute en éclats en pétillant : ce phénomène est souvent une preuve de l'absence de l'*eau chimique* dans le sel, c'est-à-dire que, le

plus souvent, les sels hydratés ne décrépitent pas. Je ne dis pas cependant que tout sel qui ne contient pas d'eau, décrépite; cela serait faux.

A quoi est dû ce phénomène? On peut l'attribuer à deux causes. Les sels, en général, se forment au milieu de l'eau; il se peut que les molécules, en s'agrégeant, ne l'expulsent pas entièrement; il en reste, mais des quantités si petites, qu'on ne peut les évaluer au-delà de quelques millièmes. Ainsi un sel qu'on nommera *anhydre* pourra cependant contenir quelques millièmes d'eau. Cette eau n'est pas considérée comme chimique, et aujourd'hui on a un moyen de reconnaître l'eau en combinaison chimique; c'est qu'elle soit en proportions définies. Cette eau est interposée entre les lames des cristaux, et l'on conçoit que quand on jette un sel de cette nature sur des charbons ardens, l'eau peut prendre l'état de fluide élastique et briser le sel.

Cette explication est admise; mais je fais remarquer qu'il peut y avoir décrépitation sans qu'elle soit due à la volatilité de l'eau. En effet,

il y a des corps solides vitrifiés dans lesquels on ne peut supposer de l'eau; cependant, ils peuvent se briser et décrépiter, comme la larme batavique qu'on réduit en parcelles en brisant seulement la queue. On peut attribuer ce phénomène à l'action de la chaleur qui agit inégalement par la dilatation.

La chaleur peut encore agir chimiquement en séparant l'eau de cristallisation qui est retenue très faiblement dans les corps, et qui peut être expulsée par la seule chaleur de l'atmosphère ou l'action hygrométrique. On reconnaît facilement quand un sel contient de l'eau; il suffit pour cela de le placer dans un tube fermé à l'une de ses extrémités, et de chauffer; et l'eau, s'il en contient, se vaporise et se dépose à la partie supérieure sous forme de gouttelettes. Quelque petite que soit la quantité d'eau, on peut la reconnaître de cette manière. D'autres fois, la chaleur agit en déterminant un nouvel arrangement entre les molécules.

L'action de l'eau sur les sels est des plus remar-

quables, car elle comprend la solubilité et la cristallisation. On mesure la solubilité en prenant, par exemple, 100 parties d'eau, et cherchant la quantité de chaque sel qu'elles peuvent dissoudre. L'eau dissout en général les corps en quantité variable, suivant que sa température est plus ou moins élevée; il y a cependant quelques sels qui se dissolvent mieux à froid qu'à chaud, tels que le sulfate de soude et le séléniate de soude; il faut donc faire une expérience pour chaque température déterminée, afin d'obtenir le point de saturation. Mais le sel peut être hydraté ou anhydre; il faut donc examiner le sel quand il est cristallisé, et, s'il se sépare anhydre, on dira que l'eau a dissous tant de parties de sel anhydre; mais, en général, il se sépare avec son eau de cristallisation, et alors on dit que c'est un sel hydraté. Ainsi, la solubilité sera appréciée en évaluant le sel tel qu'il se sépare du dissolvant.

On peut faire cette expérience de deux manières : d'abord en tenant de l'eau pure à une température constante avec un excès de sels,

pendant assez long-temps pour qu'elle soit saturée ; en opérant, par exemple, dans un matras au bain-marie, dont on détermine la température au moyen d'un thermomètre, décantant la liqueur dans un matras pesé, le pesant de nouveau, et faisant évaporer à siccité ; ou bien en faisant une dissolution saturée à une certaine température, par exemple, 20°, et exposant la liqueur à une température plus basse, comme 10°, décantant la liqueur, et l'évaporant à siccité comme précédemment.

On trouve beaucoup de sels qui contiennent de l'eau de cristallisation ; en les chauffant, l'eau qui est à l'état solide va agir comme dissolvant, de manière que le sel qui était solide, exposé à la chaleur, va fondre : c'est là ce qu'on nomme la fusion aqueuse; elle est déterminée par la présence de l'eau dans le sel. Le sel anhydre peut ensuite fondre à la chaleur rouge, de sorte que le sel qui vient de subir la fusion aqueuse à une température modérée, fondra souvent encore si on l'expose à une température très élevée, et il éprouve

alors ce qu'on nomme la fusion ignée. Si l'on jette du sulfate de soude sur un corps incandescent, il subit la fusion aqueuse, et présente bientôt du sulfate anhydre; si l'on porte celui-ci à une haute température, il subira la fusion ignée.

L'alcool est un dissolvant qui agit sur un certain nombre de sels; mais il ne dissout bien que ceux que l'eau dissout facilement et qu'on nomme déliquescens : cela fait qu'il peut servir pour séparer quelques sels les uns des autres. Ainsi, si l'eau dissout deux sels, et que l'alcool n'en puisse dissoudre qu'un, on pourra l'employer pour les séparer.

Je dois faire remarquer que l'action dissolvante de l'alcool varie en raison de sa nature, c'est-à-dire des proportions d'eau et d'esprit-de-vin qu'il contient. On peut dire que l'alcool absolu ne dissout presque point de sel ; mais il en dissout d'autant plus, qu'il est plus aqueux. Ainsi, on conçoit qu'avec l'alcool on peut avoir une infinité de dissolvans. Il s'ensuit que quand on dit qu'un corps est soluble dans l'alcool, il faut faire con-

naître la nature de l'alcool employé. On se sert, en général, de l'esprit-de-vin $\frac{3}{6}$. Voici une dissolution de nitrate de potasse (l'alcool ne dissout pas ce sel): si j'y verse de l'alcool, je vais affaiblir l'action de l'eau sur le sel, et le nitrate va se déposer. Réciproquement, il y a des corps que l'alcool dissout, et que l'eau ne peut dissoudre, en sorte qu'en y versant de l'eau, on met le sel en liberté.

Nous avons dit que les acides sont aussi des dissolvans. Voilà du phosphate de chaux : je pourrais verser dessus de l'eau, en telle quantité que je voudrais, sans en dissoudre une quantité sensible ; si j'y verse un acide, je le dissoudrai très bien.

Nous avons donc trois espèces de dissolvans ; le plus faible est l'alcool, et les acides forment le plus puissant.

IMPRIMERIE DE HUZARD-COURCIER,
rue du Jardinet, n° 12.

COURS
DE CHIMIE.

SOMMAIRE.

Formation des cristaux. — Méthode de cristallisation de Leblanc. — Action de l'air sur les sels, déliquescence, efflorescence. — Action des bases, des acides et des corps simples sur les sels. — Des BORATES. Composition et caractère des Borates. — Action des dissolvans sur les Borates. — *Bi-borate* et *Borax*. — Composition et caractères du Borax. — Décomposition du Borax. — Ses propriétés. — Autre *Borate*. — Ses caractères, ses propriétés. — Extraction du Borax. — Moyen de le purifier. — *Boracite*. — Ses caractères.

Nous continuerons à examiner quelques caractères des sels; mais nous le ferons rapidement, parce qu'ils se sont présentés déjà avec les corps simples et les composés binaires.

Nous avons vu qu'un assez grand nombre de sels se dissolvent en quantité d'autant plus grande que la température du dissolvant est plus élevée, en sorte que par le refroidissement, leurs molécules se déposent, et peuvent obéir à la force d'attraction et former des cristaux; c'est la cir-

constance principale dans laquelle les cristaux se forment au moyen des dissolvans; *c'est la cristallisation par la voie humide.*

On peut aussi obtenir des cristaux en procurant de la mobilité aux molécules, ce qu'on fait en fondant ou en volatilisant les corps; *c'est la cristallisation par la voie sèche.*

On peut dire ensuite que la cristallisation dépend des circonstances dans lesquelles les corps se trouvent placés, c'est-à-dire qu'elle varie suivant la température. Quand on veut obtenir de beaux cristaux, il faut prendre des masses un peu considérables, et veiller à ce que le refroidissement soit lent. Si le refroidissement était rapide, les cristaux auraient des formes irrégulières.

On peut obtenir de fort beaux cristaux, en nourrissant les cristaux les mieux formés d'une première cristallisation lente, ceux qui ont la forme la plus régulière. On les place pour cela dans un vase à fond plat, et l'on verse dessus une eau mère ou eau saturée à froid. Il se fait à l'air une évaporation lente ou spontanée, c'est-à-dire qu'à chaque instant une portion d'eau s'échappe,

et qu'une quantité correspondante de sel se précipite, et les cristaux augmentent chaque jour. Il faut avoir soin de les retourner chaque jour sur leurs diverses faces; on parvient ainsi à former des cristaux très volumineux. *M. Leblanc* s'était voué à ce genre d'expériences. C'est là en quelque sorte un amusement; il faut retourner de temps en temps le cristal; les petites blessures qu'on peut lui faire se réparent d'elles-mêmes. On appelle cela nourrir des cristaux par la méthode de Leblanc.

L'action de l'air sur les sels mérite de fixer notre attention. Il agit de deux manières: en fournissant de l'oxigène à l'acide et plus souvent à l'oxide; c'est ainsi que les sels de protoxide de fer exposés à l'air passent à un état supérieur d'oxidation. Il agit aussi par l'eau hygrométrique qu'il renferme, suivant sa température. Les sels, à raison de leur affinité plus ou moins grande pour l'eau, peuvent en absorber ou en rendre à l'air, de sorte qu'il se présente deux phénomènes. Quand un sel absorbe l'eau et peut se fondre, on le nomme déliquescent; quand,

au contraire, il a peu d'affinité pour l'eau, il peut en abandonner, on le nomme efflorescent. Ces propriétés ne sont pas absolues, elles dépendent de l'état hygrométrique de l'air; et, en général, tous les sels sont déliquescens dans un air complètement humide, comme cela arrive dans une cloche reposant sur l'eau. Ainsi le sucre, le nitre, qui se maintiennent solides dans toutes les circonstances dans de l'air libre (qui n'est jamais saturé, même quand il pleut), fondraient s'ils étaient placés dans de l'air complètement saturé. Je parle des sels solubles dans l'eau. Ainsi dans un air saturé tous les sels sont déliquescens.

La quantité d'eau variant sans cesse dans l'air, la déliquescence commencera pour chaque sel à un degré particulier de l'hygromètre. Si nous plaçons le sel marin dans de l'air où l'hygromètre de Saussure marque 80°, il ne changera pas; si l'hygromètre monte à 92°, le sel tombera en déliquium. Le nitre est déliquescent à 97° du même hygromètre. Dans toutes les circonstances hygrométriques de l'air, on trouve des sels déliquescens.

Le chlorure de calcium n'est jamais solide à

l'air, et il a tant d'affinité pour l'eau, qu'il peut enlever à l'air un seul centième qu'il contiendrait.

Le phénomène de l'efflorescence est en quelque sorte opposé à celui-là, car il se produit lorsque le corps cède de l'humidité à l'air. Le sulfate de soude exposé à l'air, perd sa transparence, et tombe en poudre impalpable, et l'on dit qu'il s'effleurit. Beaucoup de sels sont dans ce cas, mais cet effet dépend de l'état de l'air. On a supposé que quand un sel s'effleurit, il abandonne toute l'eau qu'il contient : c'est une erreur, la plupart n'en perdent qu'une portion. Il y en a quelques-uns qui l'abandonnent entièrement, et le sulfate de soude est dans ce cas; mais le carbonate et le phosphate de soude, quoique effleuris, conservent toujours de l'eau. Les sels de ce dernier ordre contiennent plusieurs atomes d'eau; en sorte que si un sel renferme dix atomes, par exemple, on doit concevoir que le dixième est retenu avec moins de force que le neuvième, ainsi de suite.

Il faut remarquer que les pertes d'eau qui se font ainsi ne paraissent pas suivre la loi des

proportions définies; c'est comme l'état hygrométrique des bois et des autres substances qui peuvent se dessécher et perdre des quantités variables d'eau, par termes rapprochés, et non par sauts, comme dans les proportions définies. Dans quelques circonstances qu'on prenne les sels, ayant éprouvé un commencement de déliquescence ou d'efflorescence, on ne trouve jamais l'eau en proportions définies.

L'air ne dessèche jamais parfaitement les corps, car jamais il ne descend au-dessous de 40° de l'hygromètre, et dans ce cas il renferme encore un quart d'eau; mais on peut, par des moyens artificiels, augmenter la dessiccation. Il suffit de mettre sous une cloche le corps que l'on veut dessécher et de la chaux, ou de l'acide sulfurique concentré, et l'eau sera absorbée.

On sait que l'air ne s'oppose pas au développement de la vapeur, c'est-à-dire que la tension de la vapeur est la même dans l'air que dans le vide; mais il fait obstacle à la rapidité de la vaporisation en retardant le mouvement des molécules. Si l'on veut aller plus vite, on fait le vide sous

la cloche : la vapeur se répand alors avec plus de rapidité, et l'on arrive promptement au résultat.

On parvient encore à dessécher plus complètement les corps au moyen de la chaleur. On les place sous une cloche où l'on a mis aussi de l'acide sulfurique; on chauffe : la tension de la vapeur devient de plus en plus grande, et, suivant la température à laquelle on s'élève, on obtient une dessiccation plus ou moins parfaite. Ce moyen est de beaucoup préférable à l'autre. Dans quelques circonstances, on ne peut s'y prendre ainsi; mais, quand on peut exposer les corps à une température élevée, l'emploi de la chaleur est préférable.

Il faut nous occuper maintenant de l'action des corps simples sur les sels. Nous ne parlerons que de celle du carbone, de l'hydrogène et du potassium. Si l'on a des sels formés par des acides, dans lesquels l'oxigène n'est pas retenu fortement, on peut l'enlever par le carbone, qui alors se change en acide carbonique ou en oxide de carbone, l'hydrogène qui forme de l'eau, le phosphore qui forme de l'acide phosphorique, le potassium qui

peut décomposer la plupart des sels. Nous allons voir maintenant l'action des acides et des bases.

Quand on a un sel, c'est-à-dire un composé d'une base et d'un acide, et qu'on verse dessus un autre acide, la base se partage entre les deux acides, celui avec lequel elle était d'abord combinée, et celui que l'on a ajouté : c'est là un fait général. Ainsi, on avait, je suppose, du chlorure de sodium, qu'on peut considérer, en dissolution, comme hydro-chlorate de soude, on y verse de l'acide sulfurique ; on aura deux acides, hydro-chlorique et sulfurique, qui se partageront la base. Si l'on mettait de l'acide sulfurique en excès, il y aurait une partie de l'autre acide qui deviendrait libre dans la liqueur ; et si cet acide était de nature volatile, il se dégagerait ; mais s'il était de nature fixe, il resterait; et pendant qu'il serait présent, on conçoit qu'il chercherait toujours à s'emparer de la base, en sorte que celle-ci serait partagée entre les deux acides, chacun des acides s'opposant à l'action de l'autre. Il y a beaucoup d'acides qui ne sont pas volatils : il y en a qu'on peut considérer comme liquides,

parce qu'ils sont toujours unis avec l'eau. Toutes les fois que l'acide sera retenu dans le liquide de manière à ne pas s'échapper dans l'atmosphère, il faut le considérer comme fixe. Dans l'exemple que nous venons de citer, l'acide hydro-chlorique que nous avons mis en liberté va s'échapper, car il est volatil, si au préalable nous n'avons pas dissous le sel; mais si nous avons eu cette précaution, le gaz hydro-chlorique va lui-même demeurer en dissolution dans cette eau, et devra être considéré comme fixe. L'acide sulfurique agit de la même manière dans les deux cas; mais, dans le second, il est retenu par l'eau, et la décomposition doit être moins parfaite, puisque les deux acides se combattent, tandis que rien n'arrête son action dans le premier. On pourra donc concevoir que l'affinité des acides pour les bases dépend beaucoup de la fixité de ces corps, et suivant qu'on opérera dans des circonstances favorables, un acide volatil pourra être considéré comme fixe. Nous venons de voir que, dans l'expérience ci-dessus, l'acide hydro-chlorique est retenu par l'eau; si l'on chauffe, il se dégagera

avec l'eau, et l'acide sulfurique reprendra le dessus. On pourrait dire, dans ce cas, que l'acide hydro-chlorique a moins d'affinité ; mais cela tient seulement à ce qu'il devient volatil à la température à laquelle on opère : cette propriété est même mise en usage pour la préparation du sulfate de soude.

Nous allons trouver avec les bases des phénomènes analogues. Si l'on prend un sel en dissolution, et qu'on ajoute une autre base, l'acide va se partager entre les deux bases. Prenons du chlorure de barium; si nous ajoutons de la potasse caustique, aussitôt le chlore va se partager entre le barium et le potassium : si l'une des bases est moins soluble que l'autre, une portion sera mise en liberté, et formera un précipité; si, avant de faire l'expérience, j'ajoute de l'eau au chlorure de barium, il n'y aura plus de précipité, tout sera dissous. On voit que ces deux phénomènes sont de même nature; car la base peu soluble correspond à l'acide volatil, et le précipité au dégagement du gaz. Dans l'un et l'autre cas, une quantité d'eau suffisante peut retenir les deux corps.

On conclura de là que si l'on verse une base dans un sel, c'est la base qui ne peut pas rester en dissolution qui se séparera. Ainsi, les sels de chaux solubles seront précipités par la baryte et la strontiane, et ceux-ci à leur tour par la potasse ou la soude. Il faut donc concevoir que les deux bases se partagent, ou bien qu'il y a dégagement ou précipité. J'énonce cela d'une manière générale, mais on aura occasion d'y revenir en détail.

Je borne là les généralités sur les sels, et je vais commencer à m'occuper des genres. Je commence par les *borates*.

GENRE BORATE.

L'acide borique forme les sels qu'on appelle *borates*. On peut obtenir des sels à divers degrés de neutralisation; ainsi nous pourrons former plusieurs borates avec la même base. Une base peut se combiner en général avec deux, trois, et même un plus grand nombre de proportions du même acide, et réciproquement.

Nous entendons par sel neutre, un sel formé par un atome de base et un atome d'acide; ainsi

nous pourrions prendre pour notre atome d'acide un nombre ou une quantité qui forme avec la soude le sel neutre. Mais l'acide borique neutralise mal; d'ailleurs ce genre contient peu d'espèces; il n'y a même que le borax qui soit bien connu, et qui ait de l'importance, de sorte qu'on s'est déterminé à le prendre pour sel formé d'un atome de base et d'un atome d'acide. Or, ce sel n'est pas neutre; il a une assez forte réaction alcaline, qui est même sensible à la saveur. Il renferme donc un excédant de base, et l'on aurait pu choisir celui dont la neutralité est plus parfaite; mais tout cela est de convention. Au reste, on a une grande latitude pour le choix du corps qui sert à déterminer le poids de l'atome d'un corps. Nous nommerons équivalent, proportion ou atome du bore, le nombre suivant :

Nous avons donné à l'atome d'oxigène l'unité pour poids; la quantité du bore qui lui correspond est........................... 0,6799

Cet atome de bore s'unit à deux atomes d'oxigène pour former l'acide borique.. 2,0000

Poids de l'atome d'acide borique.... 2,6799

Cet atome d'acide borique pesant 2,6799, s'unit à un atome de soude pesant 3,9089 pour former l'atome de borax, qui par conséquent pèse 6,5888.

Les borates ont les caractères suivans : quand on les expose à l'action de la chaleur, ils entrent en fusion à une chaleur d'un rouge cerise, et la plupart donnent un verre transparent, sans altération ; au moins n'y en a-t-il qu'un petit nombre, comme ceux formés par les oxides réductibles, qui pourraient être décomposés eux-mêmes, et l'on a peu fait d'expériences à cet égard ; les autres ne sont pas altérés à la plus haute température. Parmi les corps combustibles, nous indiquerons l'hydrogène, qui peut les décomposer à une chaleur presque blanche, en donnant naissance à de l'eau, en réduisant l'acide et la base, et transformant le borate en borure, comme cela arrive pour le borate de fer, et probablement pour ceux des autres métaux. On peut obtenir des effets analogues avec le charbon. On voit qu'en traitant le borate par l'hydrogène, on a deux affinités : celle de l'hydrogène pour l'oxigène, et celle du bore pour le métal.

Les acides décomposent presque tous les bo-

rates. L'acide carbonique, dans les circonstances ordinaires, ne peut cependant les décomposer; car il est très volatil, et se dissout dans l'eau en petite quantité. Si l'on fait usage de l'acide sulfurique ou de l'acide nitrique, qui sont très solubles, ils s'emparent de la base, suivant les lois que nous avons posées : l'acide borique est mis en liberté, et, s'il n'y a pas assez d'eau pour le dissoudre, il se précipite. L'acide carbonique peut aussi décomposer les borates, si on l'a rendu liquide par la pression. Un caractère essentiel de ces sels, c'est qu'il ne se produit point d'effervescence en y versant un acide. Il est vrai que c'est un caractère commun aux autres acides fixes, comme l'acide phosphorique, arsénique, sulfurique; mais, comme ceux-ci ont des caractères particuliers, il n'est pas possible de les confondre. D'ailleurs, les borates ainsi décomposés par les acides donnent pour résultat de l'acide borique en écaille nacrée, caractère remarquable.

Voici une autre expérience qu'on répète souvent pour constater la présence de l'acide borique. On peut verser sur une très petite quantité d'un sel de cet acide en dissolution de l'acide sulfu-

rique ; l'acide borique se sépare : si ensuite on y trempe un papier, celui-ci aura acquis la propriété de brûler avec une flamme verte. Cette couleur verte se reconnaît encore en traitant l'acide borique par le chalumeau.

Les borates sont en général peu solubles; on doit cependant excepter ceux qui sont formés par la potasse, la soude et l'ammoniaque, qui donnent lieu à des sels solubles. S'ils sont à l'état de sous-sels, ils peuvent avoir un autre degré de solubilité. On peut donc reconnaître, à l'aide de ce caractère, si les borates sont formés d'une de ces bases.

Les borates sont insolubles dans l'alcool; les acides les dissolvent, au contraire, avec facilité. Ainsi, si je verse un excès de borate dans l'eau, il va se précipiter, et si j'ajoute à cette eau un peu d'acide, tout le sel déposé va se dissoudre. Puisque les acides dissolvent les borates, on voit qu'ils ne peuvent point former de précipité en présence d'un acide.

On ne trouve dans la nature que deux sortes de borates, qui sont le borax et le BORACITE, qu'on trouve dans les montagnes gypseuses.

Nous venons de donner les caractères des bo-

rates neutres; mais ces bases peuvent prendre une nouvelle quantité d'acide pour former un bi-borate. Autrefois, on appelait ce bi-borate simplement *borate*, et l'on nommait l'autre *sous-borate*.

Les bi-borates ont quelques caractères particuliers; on les reconnaît à leur saveur, qui est moins alcaline, et à leur plus grande solubilité. Ils sont aussi en général plus fusibles; mais ce qui les distingue surtout, c'est qu'ils renferment une quantité d'acide double.

Nous insisterons peu sur les diverses espèces de borates. Le borax est le plus important. Son nom nous vient des Arabes; il était connu dans des temps fort anciens. Tel qu'on le trouve dans le commerce, on doit le considérer comme formé (nous donnerons toujours la composition du sel, les propriétés en découleront naturellement) d'un

équivalent d'acide égal à............	2,6799
d'un équivalent de soude, égal à.....	3,9089
	6,5888
Ce sel renferme cinq équivalens d'eau, qui égalent........................	5,62398
Équivalent du borax.............	12,21278

Ce sel se présente sous une forme prismatique.

Suivant M. Haüy, c'est un prisme à base rectangulaire oblique, ou bien un prisme oblique hexaèdre, ou bien un prisme octogonal ; et, dans ces divers états, on est sûr qu'il contient la quantité d'eau dont nous venons de parler. Sa saveur offre à la fois quelque chose de doux et d'alcalin. Il jouit de la réfraction double à un haut degré. Si l'on frotte ces cristaux dans l'obscurité, il est lumineux comme le sucre, et non comme les silex que l'on choque. C'est ici une lumière phosphorescente. Ce phénomène, qu'on nomme *phosphorescence*, a lieu sans qu'il y ait combustion. Exposé à la chaleur, comme il renferme cinq proportions d'eau, il commence par se fondre dans son eau de cristallisation, et forme ensuite un liquide visqueux, boursouflé par l'eau qui s'échappe à l'état de vapeur ; ensuite, au lieu de se dessécher, comme la plupart des sels, il devient pâteux : si l'on continue de chauffer, il passe à l'état liquide, et éprouve la fusion ignée, dont nous avons parlé dans la leçon précédente. Quand la température a été portée jusqu'au rouge vif, ce borax reste complètement liquide sans que le

feu le plus violent lui fasse éprouver aucune altération, parce qu'il n'est ni décomposable ni volatil. Par le refroidissement, il donne un verre transparent qui se ternit assez promptement à l'air. Tous les borates, qui ne se décomposent pas par la chaleur, se fondent de la même manière, et donnent un verre qui est incolore, toutes les fois que l'oxide du sel n'est pas coloré; dans le cas contraire, le verre a une couleur dépendante de l'oxide qu'il contient.

L'eau dissout assez bien ce sel; mais on n'a pas fait beaucoup d'expériences à cet égard. A la température ordinaire, l'eau en dissout un sixième de son poids, et la moitié à la température de l'ébullition. A l'air, il s'altère, devient opaque à sa surface d'abord, et, après un temps assez long, jusque dans l'intérieur de la masse. Quelquefois, les cristaux conservés pendant plusieurs années tombent tout-à-fait en poudre. Cependant la matière que l'on obtient n'est pas un sel tout-à-fait anhydre; il retient encore une certaine quantité d'eau, qui varie suivant l'état hygrométrique. Nous ne citerons que le charbon, comme

pouvant décomposer le borax à une haute température, et produire même du bore. Les acides, en contact avec le borax, s'emparent de sa base et chassent l'acide borique. Je l'ai déjà dit en traitant des caractères du genre. L'acide borique, ainsi précipité, est impur; il contient, par exemple, du sulfate de soude, quand on s'est servi d'acide sulfurique pour sa préparation; il faut le jeter sur un filtre, et laisser égoutter la liqueur qui l'imprègne, puis le laver, le redissoudre, et le faire cristalliser; puis laver les cristaux avec de l'eau, jusqu'à ce que les eaux du lavage ne donnent plus par un sel de barium de précipité insoluble dans l'acide nitrique. Les eaux de lavage sont ensuite évaporées, et fournissent une nouvelle quantité d'acide. Quand on opère en petit, on perd beaucoup par ces lavages; mais en grand les eaux servent de nouveau, et l'on parvient à extraire la presque totalité de l'acide borique que contenait le sel.

Le borax est précieux par la propriété qu'il a de dissoudre les oxides métalliques et de se combiner avec eux. Cette dissolution se fait à chaud.

On prend le borax desséché ou fondu; on le réduit en poudre impalpable, on le mêle avec les oxides, et en fondant au chalumeau si l'on opère en petit, ou dans un creuset si l'on emploie de plus grandes quantités, on obtient du borax coloré de diverses manières; bleu avec le cobalt, jaunâtre avec le fer, vert, bleu ou rouge avec le cuivre, etc. On connaît ainsi par le borax, et ce moyen est employé en minéralogie, l'oxide que renferment les corps que l'on traite.

Comme on connaît aujourd'hui la composition du borax, qu'on sait la quantité d'acide qu'il renferme, quand on voudra l'extraire, il faudra calculer la quantité d'acide sulfurique nécessaire pour neutraliser la base, et mettre l'acide à nu. On peut aussi procéder de la manière suivante : on prend un papier réactif qu'on rend *paresseux*, c'est-à-dire qu'on rend moins sensible à l'action des acides en l'imprégnant de carbonate de potasse; de temps en temps on le plonge dans le liquide : l'acide borique mis en liberté sature l'alcali dont le papier est imprégné; mais aussitôt que l'acide sulfurique est en

excès, le papier rougit, et alors on doit s'arrêter.

Parmi les bases qui forment des borates, la potasse, la soude et l'ammoniaque donnent lieu à des sels solubles; au contraire, la baryte, la strontiane et la chaux forment des sels insolubles. Si l'on verse dans une dissolution de borax l'une de ces dernières bases, la baryte, par exemple, on aura un précipité; car l'acide doit se partager entre les deux bases, et la baryte forme des sels qui ne peuvent rester en dissolution dans l'eau.

Nous placerons à côté du borax un autre sel qui est aussi un *borate*, et qu'on ne fabrique que depuis l'année 1818, mais dont on fera, à l'avenir, un grand usage. On le forme en se servant d'une dissolution de borax ordinaire, que l'on fait cristalliser dans des circonstances différentes. Pour cela, on prend le borax cristallisé à une température ordinaire, on le fait dissoudre à chaud, puis on fait refroidir lentement en enveloppant le vase, pour avoir de beaux cristaux. Les cristaux se forment peu à peu; on arrête la cristallisation à 50°, et l'on enlève l'eau-mère. On laisse ensuite cette dissolution cristalliser

de nouveau. On a deux cristallisations tout-à-fait différentes. A la température ordinaire, nous obtenions des prismes hexaèdres ; ici nous obtiendrons l'octaèdre régulier. En examinant la composition de ce deuxième sel, on trouve qu'il renferme moitié moins d'eau ; aussi est-il plus pesant. Ce composé est précieux pour les arts, en raison de sa dureté; car les orfèvres qui emploient le borax pour les soudures, sont obligés de le réduire en poudre, et, comme il éclate, ils en perdent beaucoup. Celui-ci, au contraire, se divise assez bien et n'éclate pas; aussi aime-t-on mieux le payer plus cher. M. Payen a très bien décrit ce corps, et a fait voir que la quantité d'eau qu'il renferme est différente, comme nous venons de le dire. C'est là un exemple remarquable, qui fait voir qu'une différence de température suffit pour donner des cristaux de formes et de proportions différentes. Nous aurons plusieurs fois occasion de faire la même observation.

Le borax se trouve dans la nature. Divers voyageurs nous ont appris comment on le recueille. Il paraît certain qu'il vient du centre du

Thibet, car les vallées dans lesquelles on le trouve sont entourées de montagnes constamment couvertes de neiges. On s'accorde à dire qu'il se trouve dans de petits lacs ou étangs assez nombreux, dont quelques-uns peuvent avoir deux à trois lieues de tour; que là sont des eaux si chaudes qu'on ne peut y tenir la main. On prend ces eaux pendant l'hiver, on les met dans des réservoirs : l'eau s'évapore par l'action de l'air, et le borax se dépose sous forme hexaèdre oblique; c'est le borax brut ou *tinckal*. Ce sel est ensuite porté dans l'Indostan, d'où il passe en Europe. On en fait venir aussi de la Chine. On le raffinait d'abord en Hollande, on l'a ensuite raffiné en France. Il doit son impureté à du sel marin et à une matière huileuse. On trouvera, dans le Journal de Pharmacie, tome IV, page 97, et dans les Annales de Chimie et de Physique, un mémoire contenant les procédés de raffinage qui ont été proposés.

Les opérations qu'on fait pour le purifier ont pour but de nettoyer la surface. Pour en donner une idée, il suffit de dire que la matière hui-

leuse qui se trouve à la surface est détruite par la chaleur, qu'elle se carbonise, et qu'ensuite si l'on fait dissoudre dans l'eau et cristalliser, on a le borax tout-à-fait pur. C'est un moyen simple que l'on pourrait employer.

Nous n'avons rien à dire des autres borates; il suffit de savoir qu'on peut les faire tous par double échange ou décomposition. J'expliquerai dans la prochaine leçon ce qui se produit dans ces opérations.

Parmi les borates dont il me reste à parler, il y en a un remarquable par ses propriétés; on le trouve dans la nature : c'est le *boracite*. On l'a nommé quartz de Lunébourg. Il est en prismes octogones très durs, tout-à-fait anhydres. Quatre angles sont tronqués et quatre ne le sont pas. Il fait feu au briquet. Si on le chauffe, il devient électrique : aux angles tronqués se rend l'électricité positive; l'électricité négative se rend aux angles non tronqués.

IMPRIMERIE DE HUZARD-COURCIER,
rue du Jardinet, nº 12.

COURS
DE CHIMIE.

SOMMAIRE.

Des carbonates. — Proportions de l'acide carbonique dans les carbonates. — Caractères des carbonates. — Action des corps simples. — Solubilité des carbonates. — *Carbonate de chaux.* — Ses caractères; action des dissolvans. — Fabrication de la chaux. — Moyen de fondre le carbonate de chaux. — Manière dont se forment les carbonates de chaux. — *Aragonite,* ou chaux carbonatée. — Ses propriétés. — Substances formées par le carbonate de chaux. — *Bicarbonate de chaux.* — *Carbonate de baryte.* — Ses caractères. — Action des acides. — Action de l'eau. — *Carbonate de strontiane.* — Ressemblance de ce sel avec le précédent. — Ses caractères. — Action de l'eau. — *Carbonate de potasse.* — Ses caractères; moyen de le faire cristalliser. — Action de l'eau, du charbon. — Fabrication de ce sel; moyen de le purifier. — *Bicarbonate de potasse.* — Ses caractères; moyen de l'obtenir. — *Carbonate de soude.* — Ses caractères. — Action du phosphore sur ce sel.

GENRE CARBONATE.

Dans cette séance, nous allons nous occuper des combinaisons de l'*acide carbonique* avec les bases.

L'acide carbonique se combine avec les bases en diverses proportions, pour former des *carbonates*, des *bicarbonates* et des *sesquicarbonates*. Les carbonates sont formés d'un équivalent d'acide et un équivalent de base; les bicarbonates d'un de base et deux d'acide; les sesquicarbonates d'un de base et un et demi d'acide.

L'atome d'acide est	2,7644o
Il renferme deux atomes d'oxigène.	2
Ce qui réduit l'équivalent du carbone à	0,7644o

Ces trois genres de sels ont des caractères qui leur sont tout-à-fait communs; en sorte que l'on ne peut bien les distinguer les uns des autres que par l'analyse, en déterminant la quantité d'acide; ce qu'on peut faire en cherchant d'abord celle de la base, et déterminant ensuite le rapport de l'acide à la base.

Voici les caractères qui appartiennent à ces divers sels : exposés à l'action de la chaleur, tous perdent leur acide carbonique, excepté ceux de

potasse, de soude, de lithine et de baryte. Les carbonates de ces mêmes bases qui contiennent plus d'acide, le perdent quand on les expose à l'action de la chaleur, et reviennent à l'état de carbonates simples.

Ceux qui ne cèdent pas leur acide par l'action seule de la chaleur, peuvent cependant être décomposés par le charbon, qui, sous l'influence de la chaleur, enlève à l'acide carbonique la moitié de son oxigène, et produit du gaz oxide de carbone. Ainsi, nous dirons qu'ils sont tous décomposés par le charbon.

Parmi les corps simples, le chlore, le brome, le phosphore, le soufre, l'iode, et, comme nous venons de le dire, le charbon, décomposent les carbonates, mais en donnant lieu à des produits différens, que nous ferons connaître à l'occasion.

Ce qu'il y a de plus important à connaître dans l'histoire des carbonates, c'est la manière dont ils se comportent avec les acides. Il n'y en a aucun qui, dans des circonstances convenables, résiste à leur action et ne soit décomposé par eux. Si

nous prenons l'acide sulfurique pour exemple, il dégagera du gaz carbonique, et formera un sulfate; il se produira en même temps une effervescence très grande; mais ici l'on ne remarque aucune odeur, et c'est même un caractère distinctif: si l'on avait, par exemple, de l'hydrosulfate, il se produirait une odeur d'œufs pourris.

Voilà du carbonate de chaux; en versant dessus de l'acide sulfurique, nous aurons une effervescence lente, parce que ce sel est peu soluble. On ne sent aucune odeur; l'acide carbonique qui produit cette effervescence se dégage comme de la bière et des autres liqueurs qui le contiennent. Les minéralogistes se servent beaucoup de ce caractère pour reconnaître les carbonates.

Parmi les carbonates, quelques-uns sont solubles dans l'eau; ce sont ceux formés par la potasse, la soude et l'ammoniaque, alcalis éminemment solubles. Ces trois bases forment des sels en diverses proportions avec l'acide carbonique, mais toujours solubles. La lithine donne lieu à un sel qui n'est pas très soluble; les autres

bases ou oxides métalliques forment des carbonates insolubles.

Les carbonates de soude, de potasse et d'ammoniaque, qui sont solubles dans l'eau, le sont peu dans l'alcool, mais ils se dissolvent fort bien dans les acides faibles. Commençons par l'acide carbonique (on sait que l'eau peut tenir jusqu'à 100 volumes de cet acide). Si nous avons une eau chargée d'acide carbonique, et que nous y placions du carbonate, il se dissout. Ainsi nous dirons, en généralisant, que les carbonates se dissolvent dans une eau chargée d'acide, pourvu que cet acide soit faible. Si nous prenons un acide concentré, nous aurons une vive effervescence; cela tient à ce que la base se partage entre les deux acides, comme nous l'avons dit.

Si nous versons une quantité d'acide sulfurique égale à la moitié de la quantité d'acide qui est dans le sel, la base va se partager entre les deux acides, et si l'acide carbonique est en trop grande quantité pour demeurer dans l'eau, il s'échappe; si, au contraire, la quantité d'eau est suffisante,

l'acide restera, et il n'y aura pas d'effervescence. Dans cette expérience, nous n'avons pas du carbonate pur, mais un mélange de carbonate et de sulfate.

Voilà les caractères génériques de ces sels, c'est-à-dire ceux qui appartiennent à toutes les espèces du genre. Nous allons faire l'histoire des espèces, et nous commencerons par le *carbonate de chaux*.

Le *carbonate de chaux* est formé d'un atome d'acide carbonique et d'un atome de chaux, ou équivalent. (Je désirerais que nous pussions nous familiariser avec ce mot *équivalent*, parce qu'il indique que nous pouvons indifféremment nous servir de telle ou telle base, pourvu que nous prenions les quantités correspondantes.)

L'équivalent d'acide carbonique est.	2,7644o
L'équivalent de chaux est.........	3,56o19
Atome du carbonate de chaux....	6,32459.

La réunion des deux atomes forme une molécule composée, qui est celle de carbonate de chaux.

Le carbonate de chaux se prépare dans les laboratoires, en mêlant la base et l'acide; on l'obtient sous forme pulvérulente à l'état de craie. On ne peut le faire cristalliser, parce qu'il est insoluble; mais la nature, à laquelle le temps ne manque pas, fournit le carbonate de chaux cristallisé en abondance. On le trouve sous un grand nombre de formes variées, mais qui peuvent toutes être ramenées à une principale, le rhomboèdre, comme dans le spath d'Islande, et que Haüy appelait forme primitive; un rhomboèdre dont les angles ont 105° 50′ et 74° 55′. Ce carbonate a la propriété de se diviser parallèlement à toutes les faces : de cette forme primitive dérivent toutes les autres. Ce carbonate se présente souvent sous la forme d'un prisme hexaèdre régulier et sous beaucoup d'autres formes différentes; mais il suffit de savoir que le carbonate de chaux peut cristalliser et prendre les formes les plus variées. Le carbonate de chaux, en raison de son insolubilité, n'a point de saveur. Nous pouvons dire, en généralisant, que la saveur suppose de la solubilité.

La densité de ce corps est 2,3 à 2,8. Il est remarquable de voir le même minéral, avec la même composition, varier ainsi de poids; mais il peut y avoir erreur dans la détermination : on sait aussi que les cristaux, suivant les circonstances où ils se forment, prennent des densités différentes. Dans le sel qui nous occupe, c'est même un caractère; car cette densité donne lieu à un sel plus dur, qui raie le sulfate de chaux. On peut même distinguer le stuc du carbonate de chaux ou marbre, en ce que l'ongle suffit pour rayer le premier, tandis que le second possède une assez grande dureté.

Quand on regarde à travers le spath d'Islande, on voit deux images : c'est l'effet de la double réfraction. Ce sel est peu soluble dans l'eau : celle-ci n'en prend que 3 à 4 millièmes. Si on le place dans de l'eau acidulée, il va se dissoudre facilement. Dans cet état, en raison de sa transparence, on ne croirait pas que l'eau contînt quelque corps étranger. Ce phénomène est produit par la nature ; nous en avons même des preuves

auprès de nous : les eaux d'Arcueil renferment du carbonate de chaux en dissolution dans l'acide carbonique; cela est même très sensible à la source; mais l'eau, dans son cours, abandonne son acide carbonique. On sait qu'à l'air ce gaz se dégage; il se dégage aussi par l'action de la chaleur. Dans cette circonstance, le carbonate, qui était dissous à la faveur de l'acide carbonique, est précipité et encrasse les vases qui le renferment. On trouve fréquemment dans la nature le carbonate de chaux en dissolution dans des eaux minérales.

Les eaux d'Arcueil perdent leur acide carbonique par l'action de la chaleur, et de temps à autre on est obligé de dégager les tuyaux du carbonate qui s'y dépose. Les eaux de la Seine contiennent aussi de ce sel, lors même qu'elles sont filtrées. On trouve des eaux tellement chargées de ce carbonate, qu'avec le temps elles finissent par former de vastes constructions. Il existe en France des eaux de ce genre, qu'on désigne par le nom de minérales. On trouve, près de Clermont, une

source d'eau minérale renfermant du carbonate de chaux; elle est un peu chaude, elle fume même : je n'en sais pas exactement la température, mais elle peut être de 25°. Ses eaux, au contact de l'air, perdent leur acide carbonique et déposent le carbonate. On expose dans ces eaux des feuilles, des plantes, des animaux, et au bout d'un mois ou six semaines, ces objets sont couverts de carbonate de chaux et paraissent pétrifiés. On trouve aussi de ces eaux en Toscane, aux bains de Saint-Philippe.

Le carbonate de chaux est décomposé par la chaleur rouge, et c'est sur ce fait que repose la fabrication de la chaux. Il suffit de prendre de la pierre calcaire, c'est-à-dire une combinaison d'acide carbonique et de chaux, et de l'exposer à une bonne chaleur rouge; car à un rouge obscur, le gaz ne se dégage pas. Les carbonates qui n'abandonnent pas leur acide sous l'influence de la chaleur se fondent quand on les expose à une chaleur suffisante. Si l'on pouvait conserver à la chaux son acide carbonique, on pourrait la

fondre ; mais comment empêcher l'acide de se dégager? C'est en la plaçant dans des vases hermétiquement fermés. On peut se servir de la craie ou carbonate de chaux sans agrégation, que l'on place dans un canon de fusil ; on forge l'extrémité du canon, afin qu'il soit bien fermé : en portant pendant long-temps cet appareil à une température d'un rouge cerise, on fera fondre la craie. Si ensuite on laisse refroidir lentement, on est tout surpris de retrouver une matière cristallisée imitant le plus beau marbre.

Ce fait acquiert une grande importance pour la Géologie; car avant qu'il eût été observé par sir *James Hall*, on supposait que tous les carbonates avaient été déposés par l'eau; car, disait-on, peuvent-ils devoir leur formation à l'action du feu, qui les décompose si facilement et ne produit que de la chaux vive? Ainsi, avant cette expérience, on croyait que tous les carbonates devaient incontestablement leur formation à l'eau : il est certain cependant qu'il y a beaucoup de pierres calcaires qui sont le résultat de dépôts

faits par l'eau, comme à Clermont et à Sainte-Allyre, où l'on voit un pont de 90 à 100 pieds, d'une hauteur considérable, formé par les eaux. Il y a des pierres calcaires dont l'origine ne pourrait être expliquée par l'action de l'eau, et qui l'est parfaitement par l'action de la chaleur.

Nous avons à examiner maintenant un minéral qui est aussi de la *chaux carbonatée*, et auquel on donne le nom d'*aragonite*. Il se présente sous une forme différente de celle du carbonate de chaux ordinaire. Haüy croyait que l'aragonite devait sa différence de forme à des substances étrangères qui entraient dans sa composition; elle a des propriétés physiques différentes; elle est plus dense. Le carbonate a une cassure spathique (*spath* est un mot allemand qui désigne les substances qui se divisent facilement; on en a formé le mot *spathique* pour indiquer une substance qui se divise en lames); l'aragonite a une cassure, au contraire, vitreuse; sa densité va jusqu'à 2,9.

L'aragonite renferme toujours un eu pde stron-

tiane, 2 ou 3 centièmes; il se peut qu'elle joue un certain rôle, et qu'elle influe sur la forme même et sur les propriétés de cette substance.

Le carbonate de chaux est répandu avec une étonnante profusion dans la nature : d'abord il forme la craie, qui se distingue des pierres calcaires en ce qu'elle n'a pas d'agrégation. Il forme ensuite les madrépores, les coraux, les stalactites dues à des dépôts de carbonates primitivement tenus en dissolution dans l'acide carbonique; les marbres, qui sont plus ou moins beaux, selon que leur cristallisation est plus ou moins complète; on peut même reconnaître dans quelques-uns la structure spathique.

Nous trouvons ensuite ce qu'on nomme lumachelle, marbre non cristallisé, remarquable par sa couleur et sa bigarrure; la brèche, qui donne par le poli des dessins remarquables; les pierres calcaires compactes, dont la cassure ne laisse pas apercevoir de cristallisation; le moellon, qui est une pierre calcaire impure, mêlée avec de l'oxide de fer, de la silice et de l'alu-

mine à l'état d'argile. La pierre calcaire est quelquefois beaucoup plus dure, et présente une pierre compacte à grains fins, ce qui est précieux pour la lithographie.

La masse de ces diverses substances est très considérable et forme une grande partie de la croûte de la terre. Aux environs de Paris, on trouve de la pierre calcaire et de la craie, qu'on rencontre aussi sous le lit de la rivière. Les plaines de la Champagne sont couvertes de craie; le Jura, les Vosges, dans une bonne partie, sont calcaires; tous les Apennins sont calcaires. Dans les montagnes primitives de granit, il y a toujours des chaînes de calcaire; on cite en Suisse des montagnes calcaires qui s'élèvent jusqu'à 4,000 mètres de hauteur. Tout cela justifie les détails dans lesquels je suis entré.

Nous n'avons pas de *bicarbonate* de chaux ni de *sesquicarbonate,* car on ne peut faire chauffer ces corps sans que l'acide carbonique se dégage; cependant on est porté à considérer le carbonate

de chaux dissous dans l'acide carbonique, comme un bicarbonate.

A côté du carbonate de chaux vient le *carbonate de baryte* qui porte le nom de whiterite, parce que c'est le docteur Whitering qui en a fait connaître la nature.

Il est formé d'un atome de baryte.....	9,5688
D'un atome d'acide carbonique.......	2,7644
Poids atomistique du carbonate de baryte.	12,3332

L'atome de carbonate de baryte est donc deux fois plus pesant que celui de carbonate de chaux.

Les proportions que nous donnons ici sont celles du carbonate que nous préparons dans les laboratoires; il ne contient pas d'eau. On peut l'obtenir au moyen de la baryte et de l'acide carbonique, ou mieux, par double décomposition.

La nature nous présente ce sel en masse; en le brisant, on remarque que ce sont des aiguilles prismatiques, qui paraissent diverger d'un centre commun, et qui dérivent d'un rhomboèdre, mais diffèrent de celui de carbonate de chaux.

Ce carbonate est peu soluble, mais il le devient dans de l'eau chargée d'acide carbonique, et se sépare par l'action de l'air qui débarrasse le liquide de son excès d'acide.

Le carbonate de baryte se fond sans se décomposer; en l'exposant à la chaleur blanche, il entre en fusion, et par le refroidissement, il prend une apparence vitreuse ou cristallisée. Cependant, si on le mêle avec du charbon et qu'on chauffe, le gaz se dégage en se décomposant, et l'on obtient la baryte pour résidu. On avait prétendu que le carbonate chauffé dans un creuset donnait de la baryte; c'est qu'on ne s'était pas servi de creusets de Hesse, mais de creusets de plombagine, qui contiennent du carbone. Le carbone agissait sur le carbonate, et le faisait passer à l'état de baryte caustique.

Pour obtenir la baryte, il est plus simple de traiter le carbonate par l'acide nitrique et de décomposer le nitrate par la chaleur, ou de préparer un nitrate ou un hydrochlorate, et d'en précipiter la baryte par la potasse.

Nous avons vu que l'eau ne dissout qu'une très faible quantité de ce sel; sous l'influence d'une chaleur rouge, ce même liquide pourra le décomposer entièrement. J'ai ici cette expérience préparée d'avance : on prend un tube de porcelaine dans lequel on place le carbonate de baryte; le tube est ensuite porté à une haute température. A l'une de ses extrémités, on adapte un vase renfermant de l'eau; on chauffe cette eau; elle se vaporise et passe sur le carbonate. Si l'on recueille ce qui se dégage, on aura du gaz carbonique. Ainsi le carbonate de baryte, et c'est un fait curieux, est décomposé à chaud par l'eau, et donne pour produit de l'hydrate de baryte et de l'acide carbonique qui se dégage. Mais ce qui est encore plus singulier, c'est qu'on peut maintenant décomposer l'hydrate par l'acide carbonique à la même température. Si nous reprenons cet hydrate de baryte, et que nous fassions passer à la même température un courant de gaz acide carbonique, nous allons chasser l'eau et reformer le carbonate; c'est un fait général. Cela tient ici à la pré-

dominance de l'eau sur le gaz, ou du gaz sur l'eau. En faisant passer un grand excès d'eau sur le carbonate, l'acide est mis en liberté, et réciproquement. Ensuite il y a affinité entre l'eau et la baryte, ainsi qu'entre la baryte et l'acide ; en sorte que, dans ce cas, on peut assimiler l'eau à un acide, la baryte ayant pour certaines bases une affinité analogue à celle qu'elle a pour les acides faibles. Il en résulte que quand nous mettons l'eau en contact avec le carbonate, son action est analogue à celle d'un acide. On voit donc qu'il devra y avoir d'abord partage de la baryte entre l'acide carbonique et l'eau, et que, si l'on continue de faire passer de l'eau, la décomposition sera complète.

Ainsi, quand les bases ont de l'affinité pour l'eau, celle-ci peut décomposer leurs sels sous l'influence de la chaleur, et celle-ci à son tour pourra être chassée aussi par les acides à l'aide de la chaleur. Ces expériences, qui paraissaient contradictoires, sont propres à montrer que les corps se partagent entre ceux avec lesquels ils peuvent

se combiner, pourvu que l'un de ceux-ci ne soit pas en excès.

Le carbonate de baryte peut se combiner avec une demi-proportion d'acide de plus, pour produire un sesquicarbonate, sur lequel je n'insiste pas, car il ne présente aucun intérêt.

Le carbonate de baryte est un poison ; à la dose de plus d'un gramme, il peut faire périr un chien. On le trouve en Angleterre employé comme mort-aux-rats. Il n'a ni saveur ni odeur, ce qui fait que ces animaux le mangent sans défiance.

A côté du carbonate de baryte, on peut placer, comme faisant un même groupe, le *carbonate de strontiane;* ils ont un air de ressemblance. Je m'y arrêterai peu. Je pourrais substituer la strontiane à la baryte, et réciproquement, sans qu'on s'aperçût de la différence.

Sous l'influence de la chaleur, le carbonate de strontiane se décompose difficilement. L'action de l'eau sur ce sel est la même que sur le carbonate de baryte.

Sa composition est :

Un atome de strontiane...........	6,47285
Un atome d'acide carbonique......	2,76440
Poids atomistique du sel..........	9,23725

On rencontre, mais rarement, ce sel dans quelques eaux minérales.

Nous passons maintenant à des carbonates d'un autre ordre, et qu'on peut considérer comme formant un groupe particulier : ceux de *potasse* et de *soude*. Les sels du groupe que nous venons d'examiner sont peu solubles, la potasse et la soude en forment qui le sont beaucoup plus. La potasse et la soude ont beaucoup de ressemblance à l'état caustique, ce qui fait que nous les considérons comme formant un même groupe. Dans les arts, ces carbonates peuvent être remplacés l'un par l'autre, excepté pour la fabrication du flint-glass.

La potasse peut se combiner en trois proportions avec l'acide carbonique.

Si nous prenons le *carbonate de potasse* anhydre, nous le trouverons formé de

Un atome de potasse.	5,89916
Un atome d'acide carbonique.	2,76440
Poids atomistique du sel.	8,66356
Ce sel peut être obtenu cristallisé, et alors il contient deux proportions d'eau égales à.	2,24959
Poids atomistique du sel cristallisé. .	10,91315

Vous voyez comme, en Chimie, les atomes se compliquent en se réunissant. En combinant l'acide et la base, vous obtenez une molécule complexe, laquelle se combine avec deux proportions d'eau, pour former une nouvelle molécule plus complexe.

La cristallisation de ce sel n'est pas facile; on l'obtient cependant en prenant une dissolution concentrée, à 1,66 à chaud : après le refroidissement, on obtient de grandes lames rhomboïdales.

Les carbonates du premier groupe étant insolubles, n'ont pas de saveur sensible; mais ceux-ci, étant très solubles, ont une saveur

fortement alcaline, mais qui cependant n'est pas caustique.

L'eau a une grande affinité pour le carbonate de potasse; elle peut en dissoudre la moitié de son volume. Si l'on expose ce sel à la chaleur, il perd non-seulement son eau de dissolution, mais aussi celle de cristallisation. Il résiste ensuite à une chaleur rouge cerise; il faut le porter jusqu'à la chaleur blanche pour le fondre; on ne peut, à la plus haute température possible, lui faire perdre son acide carbonique. Si l'on fait passer un courant de vapeur sur du carbonate de potasse, l'acide est dégagé et l'on obtient un hydrate. Si ensuite on dirige sur cet hydrate un courant de gaz acide carbonique, on forme de nouveau le carbonate. Ce sel tombe promptement en déliquium, en sorte qu'on s'en sert pour dessécher l'air ou les gaz.

Les décompositions de ce sel sont analogues à celles que nous venons de voir pour les autres. Le charbon peut le décomposer, et

donner même le potassium pur à une haute température.

La potasse étant une base très puissante et très soluble, on pourrait croire qu'elle ne peut être déplacée par une autre base; mais on peut dire que ce qu'on nomme affinité est une chose qui ne peut être mesurée, et qui dépend des circonstances dans lesquelles les corps sont placés.

Ainsi nous voyons que la potasse conserve son acide carbonique à une haute température, que la chaux au contraire, à cette température, le perd entièrement: nous serions de suite portés à conclure que la potasse a plus d'affinité pour l'acide carbonique que n'en a la chaux. Si nous faisons varier les circonstances, nous obtiendrons des résultats qui nous porteront à une conclusion toute contraire: car si nous mettons en contact de la chaux et de la potasse avec de l'acide carbonique sous l'influence de l'eau, il se formera un précipité de carbonate de chaux; d'où nous tirerions la conséquence que la chaux

a plus d'affinité pour l'acide carbonique que n'en a la potasse. Mais si l'on fait attention qu'un acide en présence de deux bases se partage entre ces deux bases, on reconnaîtra facilement qu'il doit y avoir précipité, puisque le carbonate de chaux est insoluble dans l'eau : la décomposition de cette manière peut aller jusqu'à être complète. On se sert de ce procédé pour rendre la potasse caustique; quand on veut ensuite obtenir cette potasse parfaitement pure, on la traite par l'alcool.

Le carbonate de potasse s'obtient en brûlant les plantes qui croissent sur le bord de la mer, et lessivant ensuite les cendres; mais le carbonate ainsi obtenu n'est jamais pur, il contient du sulfate de potasse et du chlorure de potassium. La matière calcinée se nomme potasse du commerce, et prend le nom du pays où elle est fabriquée. On la purifie de la manière suivante dans les laboratoires.

Le carbonate de potasse est très soluble dans l'eau; celle-ci peut en prendre 1,6 de son

poids. En cet état, il a une grande affinité pour l'eau, et cette affinité est telle, que les autres sels ne peuvent rester en dissolution en présence de la potasse quand la dissolution est très concentrée : les autres sels sont donc précipités, et il suffit de décanter. C'est là un premier moyen, mais il est insuffisant; le meilleur est de transformer ce sel en bicarbonate, qui est moins soluble; il cristallisera parfaitement en abandonnant tous les sels étrangers qui demeurent en dissolution dans l'eau-mère; il suffit ensuite de laver ces cristaux à l'extérieur pour avoir le bicarbonate pur, qu'on pourra ensuite soumettre à la chaleur pour lui faire abandonner la moitié de son acide et le faire passer à l'état de carbonate.

Si l'on veut obtenir immédiatement le carbonate de potasse sans ces diverses opérations, on prend un sel qu'on nomme crème de tartre, qu'on obtient pur par cristallisation. En le calcinant seul, ou mieux en jetant dans une chaudière de fer rougi un mélange de deux parties

de crème de tartre et d'une partie de nitre, on obtient le carbonate de potasse pur. Dans le commerce, il est important de connaître la quantité d'alcali renfermée dans le carbonate de potasse, et l'on ne peut espérer de prospérer dans les arts qui en font usage, si l'on ne sait pas déterminer la quantité de potasse pure qui se trouve dans le sel, c'est-à-dire si l'on ne sait pas en déterminer le titre. On peut y parvenir en cherchant la quantité de potasse qu'une quantité donnée d'acide peut saturer. On a pour cela un acide destiné à cet usage, dont on connaît bien la puissance, et qu'on nomme alcalimétrique; nous indiquerons plus tard les moyens de faire l'expérience.

Le *bicarbonate de potasse* renferme un atome de potasse........................ 5,89917

Deux atomes d'acide carbonique...	5,52880
Et un atome d'eau................	1,12479
Poids atomistique du sel........	12,55276

Il se présente sous forme de beaux cristaux

rhomboïdaux, volumineux, mais peu réguliers. Ce sel s'obtient facilement, en saturant le carbonate de potasse simple d'acide carbonique : on fait l'opération dans un vase communiquant à plusieurs flacons. (Fig. 1re, pl. 1.) On met de la craie dans le vase avec de l'eau, on y verse de l'acide sulfurique : l'acide carbonique est mis en liberté ; il se dégage, traverse un premier flacon qui contient de l'eau pure, et dans laquelle il dépose les substances étrangères qu'il aurait pu retenir ; il se rend ensuite dans un second flacon contenant de la potasse, qu'il fait passer à l'état de bicarbonate. On peut placer à la suite d'autres flacons, et l'acide avance successivement de flacon en flacon à mesure qu'il a saturé les premiers. On peut aussi, si l'on veut, placer des bases différentes dans les divers flacons. Il y a des appareils ingénieux dont on n'a pas besoin de s'occuper, une fois qu'ils sont mis en train ; vous les avez vus dans l'autre partie du cours : tel est l'appareil de Woulf. Ce sel a une saveur faiblement alcaline ; il agit beaucoup moins fortement que le

carbonate simple sur les couleurs végétales. L'eau le dissout mal : 100 parties en prennent 25 à froid, c'est-à-dire à 10 ou 15°. La chaleur en dégage facilement l'acide carbonique. Il suffit de faire bouillir une dissolution de ce sel pour le ramener à l'état de sesquicarbonate ; si on le soumet à la même température pendant plus long-temps, on le réduit a l'état de carbonate simple.

Le sesquicarbonate est formé d'un de base, d'un et demi d'acide et de six proportions d'eau, d'après le docteur Thomson.

Je passe au *carbonate de soude ;* il est formé de

Un atome d'acide carbonique......	2,76440
Un atome de soude...............	3,90897
Poids atomistique du sel.........	6,67337
Dans cet état, il est anhydre, mais il peut prendre 10 atomes d'eau.....	11,24790
Et le sel, à l'état d'hydrate, forme un total de......................	17,92127

On voit donc qu'il renferme à peu près deux tiers d'eau; aussi cela explique les diverses for-

mes sous lesquelles il se présente cristallisé, suivant la quantité d'eau qu'il contient. L'eau le dissout assez bien; à froid, elle en prend la moitié de son poids.

Si l'on expose à la chaleur ce sel cristallisé, il subit la fusion aqueuse.

J'ai déjà dit qu'il ne faut pas croire qu'un sel effleuri soit anhydre : il contient plus ou moins d'eau, suivant l'état hygrométrique de l'air.

Quand le sel est fondu, si on le soumet à un courant de vapeur, il perd son acide carbonique, et réciproquement, si l'on fait passer sur un hydrate de soude un courant d'acide carbonique, on forme de nouveau le carbonate : nous nous sommes occupés de cet objet en commençant la leçon.

Parmi les corps simples, nous citerons le phosphore, qui décompose le carbonate de soude pour donner naissance à un phosphate et à du charbon.

Comme le phosphore se volatilise a 300° et

qu'il n'agit sur le carbonate de soude qu'à 400°, si on le mêlait simplement avec le sel, le phosphore se volatiliserait sans produire aucune action ; il faudra, pour remédier à cet inconvénient, placer le phosphore au fond d'un tube, et le carbonate par-dessus, faire rougir la partie du tube où se trouve le sel, et chauffer ensuite le phosphore qui, réduit en vapeur, traverse la masse du sel et le décompose. On obtient pour résultat du charbon provenant de la décomposition de l'acide carbonique, et le phosphore s'empare de tout l'oxigène pour se convertir en acide phosphorique qui se combine avec la soude pour former un phosphate.

IMPRIMERIE DE HUZARD-COURCIER
rue du Jardinet, n° 12

COURS

DE CHIMIE.

SOMMAIRE.

Décomposition du carbonate de soude. — Circonstances où il se trouve dans la nature. — Fabrication. — *Bi-carbonate de soude* — Ses caractères. — Moyen de l'obtenir. — *Sesquicarbonate de soude.* — *Carbonate d'ammoniaque.* — Sa composition, ses caractères. — Moyen de l'obtenir; ses caractères. — *Bi-carbonate d'ammoniaque.* — Ses caractères. — *Sesquicarbonate d'ammoniaque.* — Ses caractères. — Les carbonates d'ammoniaque sont produits par la nature. — *Carbonate de magnésie.* — Ses caractères; action de l'eau. — *Bi-carbonate de magnésie.* — Ses caractères. — *Sesquicarbonate de magnésie.* — Ses caractères. — *Carbonate de fer.* — Moyen de l'obtenir; ses caractères. — *Bi-carbonate de fer.* — Ses caractères. — *Carbonate de manganèse.* — Ses caractères; moyen de l'obtenir. — *Carbonate de cuivre, noir, vert, bleu.* — Moyens de les obtenir; leurs caractères. — *Carbonate de plomb.* — Moyen de l'obtenir; ses caractères. — *Carbonate de zinc.* — Formation et caractères du carbonate neutre. — Définition de la *cohésion* chimique. — Théorie des *doubles décompositions.*

Nous en sommes restés, dans la dernière séance, à l'examen de l'action du phosphore sur le carbonate de soude. Nous avons vu

qu'au moyen de la chaleur il décompose ce carbonate et donne naissance à du phosphate de soude et à du charbon. Ce charbon peut être séparé par des lavages. Le potassium peut aussi décomposer ce carbonate et mettre le charbon à nu.

Il faut ajouter une chose pour terminer l'histoire de ce sel : c'est que les bases qui agissent sur lui sont celles qui forment, avec l'acide carbonique, des combinaisons insolubles. Ainsi, quand on verse de l'eau de chaux, de baryte ou de strontiane sur le carbonate de soude, on lui enlève tout son acide carbonique et l'on obtient la soude caustique, qui peut ensuite se combiner avec les huiles pour former les savons.

Le carbonate de soude est très répandu dans la nature; on le trouve sous forme d'efflorescence. Là où il y a du sel marin et du carbonate de chaux, il n'est pas rare de voir des efflorescences qui recouvrent les murs et les terrains qui depuis quelque temps n'ont

pas été exposés à l'action de l'eau. On en trouve aussi en dissolution dans les eaux minérales; les eaux de Vichy en contiennent une quantité assez considérable. On en trouve aussi dans les eaux de certains lacs, particulièrement en Égypte. C'est ce sel, mêlé avec une proportion assez grande de sel marin, qu'on connaît sous le nom de natron, que l'on employait autrefois dans beaucoup d'arts. On extrait maintenant ce sel en Europe de diverses plantes marines, comme les *salicornia* et le *salsola soda*, qui renferment de l'acide oxalique combiné avec de la soude. Par l'action de la chaleur, cet oxalate est détruit et changé en carbonate de soude; comme la plante renferme en outre du sel marin et d'autres substances, on obtient une masse connue sous le nom de soude d'Alicante, de Malaga, etc., qui contient tous ces sels mêlés avec la matière charbonneuse de la plante.

On tirait autrefois la soude en assez grande quantité d'Espagne; maintenant on la fabrique

en grand, et on l'obtient en transformant le sel marin en sulfate de soude par l'acide sulfurique, et décomposant ce sulfate par le charbon et la craie qui produisent du sulfate de chaux et du carbonate de soude. On est ainsi parvenu à imiter parfaitement la soude d'Alicante.

La soude est susceptible de former un bicarbonate, en prenant deux atomes d'acide carbonique pour un de base. On obtient ce bi-carbonate en faisant passer de l'acide carbonique sur la soude jusqu'à refus. Ce sel est alcalin, mais moins cependant que le carbonate. On peut l'obtenir cristallisé. Il n'est pas efflorescent à l'air. Il est moins soluble que le carbonate; car 100 parties d'eau, à la température ordinaire, n'en dissolvent que 10 parties. Ce sel se décompose à la chaleur; cependant il ne passe pas immédiatement à l'état de carbonate neutre, il devient d'abord sesquicarbonate, composé d'un atome et demi d'acide, et d'un de base.

Je puis essayer ce sel : il n'a pas une réaction très forte sur le papier de tournesol rougi; si je le fais chauffer, il va devenir, comme je viens de le dire, sesquicarbonate; mais si je continue l'ébullition, il va finir par passer à l'état de carbonate simple.

On pourrait l'obtenir en prenant une quantité de carbonate de soude renfermant deux proportions d'acide et y mêlant une proportion d'acide nitrique, par exemple; ou bien verser du même acide avec précaution dans le carbonate de soude jusqu'à ce qu'il commence à se produire une effervescence. Pour que l'expérience réussisse bien, il faut ajouter de l'eau au sel, et prendre un acide qui ne produise pas de précipité avec la base; en versant l'acide, il faut avoir soin d'agiter la liqueur : à l'instant où l'on atteint la saturation, chaque goutte d'acide produit une effervescence très vive. On a, dans ce cas, un mélange de bicarbonate et d'un autre sel; dans ce cas-ci, d'un nitrate.

Le sesquicarbonate se trouve, dans la nature, dans des circonstances assez remarquables. On l'a rencontré en Barbarie, dans la province de Surena ; il est connu là sous le nom de sel *Trona ;* il se présente sous la forme de cristaux durs prismatiques, accolés de manière à présenter des rayons divergens. On l'a trouvé aussi en Amérique, dans le lac *Nolia*, dans la province de *Maracaïbo*, où on le pêche tous les ans ; on le trouve en masse considérable. Il est connu dans le pays sous le nom de *Urao*. Il a été analysé par divers chimistes : on a trouvé qu'il renferme une proportion et demie d'acide carbonique pour une proportion de base. On voit que ce sel mérite quelque attention, puisqu'il se trouve dans la nature. Si l'on veut le faire, il faut prendre du bi-carbonate de soude et le mêler avec une quantité égale de carbonate de soude, et faire dissoudre. Il cristallise difficilement.

L'ammoniaque se combine avec l'acide carbonique en trois proportions, pour former le

carbonate neutre, le bi-carbonate, et le sesqui-carbonate.

Le carbonate d'ammoniaque est formé de :

Un atome d'ammoniaque.	2,14475
Un atome d'acide carbonique. . . .	2,76440
Carbonate d'ammoniaque anhydre.	4,90915.

On peut obtenir ce sel directement en combinant deux volumes de gaz ammoniac avec un volume de gaz carbonique. Nous avons cité ce fait pour établir la théorie des combinaisons en volumes dans des rapports simples. Les gaz se condensent, il se produit un nuage très épais.

Il existe une autre combinaison de l'ammoniaque et de l'acide carbonique, mais qui se forme seulement dans des circonstances particulières.

La forme de cristallisation du carbonate d'ammoniaque n'est pas connue. Ce sel est très volatil, en sorte que, si on l'expose à l'air, il répand une odeur ammoniacale, l'acide carbonique ne

neutralisant qu'incomplètement l'ammoniaque.

Si l'on prend maintenant le carbonate d'ammoniaque neutre, ou de l'ammoniaque même, en dissolution dans l'eau, et que l'on y fasse passer un courant de gaz carbonique jusqu'à refus, on obtiendra le bi-carbonate, formé d'un équivalent d'ammoniaque, de deux équivalens d'acide carbonique, et d'un équivalent d'eau. On ne peut produire ce sel immédiatement par la combinaison des gaz à volumes égaux; il faut des circonstances particulières, c'est-à-dire qu'il faut y joindre un atome d'eau. En privant ce sel de son eau, on le détruit.

Le bi-carbonate cristallise en prisme à 6 pans; il est peu soluble. 100 parties d'eau en prennent 12,5 parties à une température ordinaire. Quand on l'expose à l'action de la chaleur, il se décompose comme tous les carbonates, en donnant de l'acide carbonique, et passe à l'état de sesquicarbonate, combinaison qui est même la plus ordinaire. Si on laisse à l'air le carbonate d'ammoniaque, l'ammoniaque se dégage,

il passe à l'état de sesquicarbonate, et peut même se transformer en carbonate. Ce sel n'est jamais pur dans le commerce; c'est un mélange de carbonate et de sesquicarbonate. Le carbonate est formé d'un équivalent d'ammoniaque, d'un d'acide et d'un d'eau. On le prépare par un moyen qui va vous paraître compliqué, car je n'en ai pas encore parlé; c'est par les doubles échanges. On fait un mélange de carbonate de chaux avec de l'hydrochlorate d'ammoniaque, à parties égales; on distille; il se fait un échange : l'acide carbonique du carbonate de chaux se porte sur l'ammoniaque, et l'acide hydrochlorique se porte sur la chaux, pour former du chlorure de calcium.

Le carbonate d'ammoniaque est remarquable, parce qu'il est un produit constant de la décomposition des matières animales par la chaleur.

La magnésie forme aussi avec l'acide carbonique des combinaisons variées ; on en distingue trois.

Le carbonate neutre est formé d'un atome d'a-

cide carbonique	2,76440
Un atome de magnésie	2,58353
Atome du sel	5,34793.

Ce sel ne peut pas être formé immédiatement en mettant la magnésie en contact avec l'acide, il faut se servir de carbonate de magnésie récemment précipité, et le dissoudre dans l'eau chargée d'acide carbonique, pour en former un bicarbonate, qui ensuite se décompose même spontanément à l'air. Il retient 3 atomes d'eau: l'eau le décompose; elle prend de l'acide carbonique et une certaine quantité de magnésie pour former un bicarbonate; ce qui reste doit donc faire un sous-sel. Ce sel, qu'on ne prépare qu'en petite quantité, se trouve dans la nature; on en rencontre dans l'Indostan, formant des masses considérables; on en trouve aussi dans la Silésie.

Le bi-carbonate ne peut pas être obtenu cristallisé; on le prépare, comme je l'ai dit, en dissolvant du carbonate de magnésie dans de l'acide

carbonique. On ne peut faire cristalliser ce sel, il perd son acide carbonique, et revient à l'état de carbonate neutre, qui est insoluble.

Il y a une combinaison intermédiaire de la magnésie avec l'acide carbonique, qu'on peut appeler sesquicarbonate, et un autre composé connu sous le nom de magnésie blanche. Quand on verse dans une dissolution d'un sel de magnésie, d'un sulfate, par exemple, du carbonate de soude neutre, on a un précipité abondant; cependant il n'y a pas tout celui qui peut se former, car une quantité considérable demeure en dissolution. En effet, si l'on recueille ce précipité, on trouvera que ce n'est pas un carbonate neutre, et que, soumis à la chaleur, il abandonne de l'acide carbonique, c'est-à-dire que c'est un sesquicarbonate insoluble dans l'eau, mais décomposable par la chaleur.

Ainsi le bi-carbonate existe; car puisque la matière qui reste sur le filtre renferme plus de base, le liquide qui a passé doit contenir plus d'acide. Mais si l'on fait bouillir le tout avant de filtrer,

on ramène le sel à une composition constante, qui est la magnésie blanche.

On a trouvé que la magnésie blanche est composée comme il suit (je vais me servir seulement d'atomes, pour simplifier) : 3 atomes de carbonate de magnésie, 1 atome d'hydrate de magnésie, 3 atomes d'eau. L'analyse donne 4 atomes de magnésie, 3 atomes d'acide carbonique et 4 atomes d'eau. On pourrait dire que c'est un sous-sel qui, combiné avec l'eau, forme un hydrate ; mais, comme l'eau joue le rôle d'acide et qu'elle se combine avec les bases pour faire des hydrates, que toujours c'est en proportions parfaitement définies qu'elle se combine, on peut la considérer comme un véritable acide. Ainsi, on peut dire que la magnésie blanche est composée de 3 atomes de magnésie et 1 atome d'hydrate de magnésie, le tout combiné avec 3 atomes d'eau. Cette dernière manière de considérer l'eau dans son action sur les bases me paraît devoir être préférée.

Il me reste à faire remarquer que l'alumine,

base qui ne neutralise pas parfaitement les acides, ne forme pas de combinaison stable avec l'acide carbonique. Quand on précipite un sel d'alumine par un carbonate, l'acide carbonique se dégage, et il reste de l'alumine pure; mais les autres oxides de la première section de M. Thénard, comme la zircone, etc., forment des sels insolubles.

Passons maintenant aux métaux par lesquels l'acide carbonique est retenu avec plus de force. Le premier est le carbonate de fer, connu sous le nom de fer spathique; ce sel cristallise en rhomboèdres semblables à ceux de la chaux carbonatée.

Il est formé d'un atome d'acide carbonique.	2,76440
D'un atome de protoxide de fer.	4,39213
Équivalent du carbonate de fer neutre.	7,15653.

On peut faire ce carbonate de deux manières : la plus simple est de prendre de l'eau chargée d'acide carbonique, de la mettre en contact avec

du fer; il se produit du protoxide de fer qui se combine avec l'acide carbonique; mais l'on obtient mieux par les doubles décompositions. Je prends du carbonate neutre de soude, j'y verse du sulfate de fer, et j'ai un précipité considérable, qui se dissout facilement dans un excès d'acide carbonique ou dans un autre acide minéral. Je l'obtiens ici pulvérulent, mais la nature le présente cristallisé, sous forme de fer spathique, mais seulement quelquefois en petites lames.

Le carbonate de fer est remarquable par son existence dans les eaux minérales; celles qu'on nomme ferrugineuses doivent leurs propriétés à l'existence de ce sel tenu en dissolution par un excès d'acide carbonique; mais ces eaux ayant le contact de l'air, le fer qu'elles renferment passe à un état supérieur d'oxidation, l'acide carbonique se dégage, et le fer se précipite à l'état d'une espèce d'ocre. Ce carbonate de fer se décompose facilement par l'action de la chaleur. Je rappellerai que le fer forme deux oxides, le protoxide et le peroxide; celui-ci retient l'oxi-

gène avec beaucoup plus de force, on ne peut l'en séparer par la chaleur. En décomposant ce carbonate par la chaleur, le fer passe à un état supérieur d'oxidation, en sorte qu'après l'avoir desséché, on obtient un mélange de gaz carbonique et de gaz oxide de carbone. C'est donc là leur caractère particulier.

Le fer passe ici à un état intermédiaire entre le peroxide et le protoxide, c'est-à-dire qu'il renferme deux atomes de peroxide et un atome de protoxide. On ne connaît pas de carbonate de peroxide de fer; cependant ce peroxide peut former un carbonate double que l'on obtient au moyen du bi-carbonate de potasse et du peroxide de fer. Ce sel est stable et ne se décompose que par l'action de la chaleur.

Le manganèse forme une combinaison que nous désignerons sous le nom de neutre, renfermant.

Un atome d'oxide de manganèse.	4,55787
Un atome d'acide carbonique. . .	2,76440
Atome du sel.	7,32227.

On l'obtient, dans les laboratoires, en versant un carbonate dans un sel de manganèse.

La nature nous présente ce sel cristallisé sous forme de rhomboèdre.

Nous n'avons pas d'autre carbonate de manganèse, quoiqu'il y ait un grand nombre d'oxides.

Le cuivre forme avec l'acide carbonique plusieurs combinaisons sur lesquelles même on n'est pas parfaitement d'accord; on en cite trois : un carbonate noir, un vert et un bleu, connu sous le nom d'azur de cuivre, ou de cendre bleue. Nous allons examiner successivement ces divers sels.

Nous ne pouvons pas faire immédiatement un carbonate de cuivre neutre ; mais en supposant qu'il existât, il serait formé d'un atome d'oxide de cuivre. 4,95695

Et d'un atome d'acide carbonique. 2,76440

Poids atomistique du sel. . . . . 7,72135.

Les carbonates que nous obtenons sont des sous-sels. Le premier serait un carbonate noir

que MM. Colin et Taillefert ont fait connaître. En l'examinant, j'ai trouvé qu'il renferme bien peu d'acide carbonique; je n'en conclurai pas qu'il n'existe pas, mais je citerai quelques observations que j'ai faites à ce sujet.

On a indiqué ce sel comme formé d'un atome d'acide et de deux atomes d'oxide ; ce serait un sel anhydre. On l'obtient en faisant bouillir le carbonate vert ou bleu avec l'eau. Je ne sais quelles précautions particulières ont employées MM. Colin et Taillefert, pour le préparer, mais je n'ai pu l'obtenir ; et, comme on le verra tout à l'heure, j'ai trouvé que le carbonate vert ou bleu est entièrement décomposé par une assez longue ébullition avec l'eau, et qu'il ne reste que du deutoxide de cuivre.

Vient ensuite le carbonate vert, qu'on nomme aussi malachite. On le trouve dans la nature, avec une nuance d'un beau vert inégal ; on peut obtenir ce sel par précipitation. En versant dans une dissolution d'un sel de cuivre un carbonate neutre, il se forme un précipité, et il semble

que rien ne se dégage : on pourrait conclure qu'il s'est formé un carbonate neutre de cuivre; mais en prêtant l'oreille, on entend l'acide carbonique qui s'échappe. Si on l'expose à l'air, l'acide carbonique se dégage, et il ne reste que le précipité. Ce sel est composé de la même manière que carbonate noir, mais il contient, de plus, deux proportions d'eau. Ce sel devient noir en perdant son eau.

Il se présente dans la préparation de ce sel des phénomènes intéressans. Si l'on verse du carbonate de soude dans un excès de dissolution de sulfate de cuivre, on obtient par double décomposition un carbonate de cuivre vert que l'on peut faire bouillir pendant dix heures avec la liqueur, sans qu'il se décompose; il prend seulement une teinte plus verte.

Si l'on fait la même expérience en employant un excès de carbonate de soude, il suffit d'élever la température jusqu'à l'ébullition, pour que le carbonate passe du vert au noir, et au bout de très peu de temps ce sel est entièrement décomposé.

Les carbonates de cuivre ne sont pas les seuls sels qui éprouvent ce genre de décomposition : le sulfate de cuivre passe à l'état de sous-sel, et l'acétate noircit très promptement et finit par donner de l'oxide de cuivre.

Le carbonate bleu se fait en Angleterre, par n moyen qui est tenu secret; on le nomme cendre bleue. Ce sel ne peut être produit immédiatement dans les laboratoires. L'analyse qu'on en a faite a donné le résultat suivant : trois atomes d'oxide de cuivre, deux atomes d'acide carbonique et un atome d'eau.

Nous pouvons, comme vous voyez, concevoir que cette combinaison soit formée d'un sous-sel dans lequel il y aurait trois atomes d'oxide de cuivre contre deux atomes d'acide carbonique, et qui serait combinée avec un atome d'eau. Mais si l'on remarque que l'eau joue le rôle d'un acide, qu'elle se combine même réellement avec les bases, en la regardant comme se partageant l'oxide avec l'acide carbonique, nous aurons justement le nombre d'atomes né-

cessaires pour former le sel neutre, puisque alors ce sera trois atomes d'acide contre trois atomes de base.

Les cendres bleues peuvent donc être considérées comme un sous-sel hydraté ou comme un sel double, formé par deux atomes de carbonate de cuivre neutre et un atome d'hydrate de cuivre. Nous donnerons la préférence à cette dernière manière, car on ne peut s'empêcher de reconnaître que l'eau joue le rôle d'acide.

Le plomb ne forme qu'une combinaison connue avec l'acide carbonique, c'est le carbonate neutre. (J'emprunte le poids des atomes de M. Berzelius, qui les a donnés exactement.) Il est

formé d'un atome d'oxide de plomb...	13,94498
Un atome d'acide carbonique......	2,76440
Poids de l'atome du sel...........	16,70938.

Ce sel se présente en poudre blanche très pesante, qu'on nomme céruse ou blanc de plomb. On peut l'obtenir par double décomposition.

La nature nous l'offre cristallisé, sous forme

d'un octaèdre à base rectangulaire. Il se décompose par la chaleur; on emploie même ce moyen pour faire la belle mine orange ou le minium. On opère à une température d'environ 400°; alors l'acide carbonique se dégage et l'oxigène prend sa place, c'est-à-dire que le protoxide de plomb provenant de la décomposition du carbonate, passe à un état supérieur d'oxidation.

Le zinc se combine aussi avec l'acide carbonique et donne deux carbonates. D'abord le carbonate neutre qu'on ne fait pas directement, mais qu'on trouve dans la nature; il est formé d'un atome d'oxide de zinc (en retranchant le nombre 1 de l'oxigène, vous aurez le poids du métal lui-même), pesant.......... 5,03226

Un atome d'acide carbonique.....	2,76440
Poids de l'atome du sel.........	7,79666.

Il se présente cristallisé en rhomboèdre obtus; on le trouve aussi combiné avec un atome d'eau.

Le carbonate artificiel, qu'on fait par précipi-

tation, est blanc, mais il n'est pas parfaitement neutre, et, d'après l'analyse de M. Berzelius, il est formé de trois atomes d'acide, quatre d'oxide et trois d'eau; mais il est plus simple de supposer que nous avons trois atomes d'oxide avec trois atomes d'acide, et un atome d'eau avec un atome d'oxide, le tout combiné avec deux atomes d'eau: on peut choisir entre ces deux explications.

Parmi les carbonates, il y en a plusieurs qui peuvent se réunir entre eux et former ce qu'on nomme des sels doubles. On entend par sel double la réunion de deux sels au même état de neutralité pouvant donner des cristaux renfermant les élémens des deux sels.

Les sels, en se mêlant, se combinent dans les rapports atomiques; ainsi c'est un atome d'un carbonate avec un atome d'un autre carbonate, par exemple, qui entrent en combinaison.

Parmi les carbonates, il y en a deux, celui de magnésie et de chaux, tous deux insolubles dans l'eau, qui peuvent se réunir et que la nature présente en masse considérable. Ce sel composé

prend le nom de dolomie, de Dolomieu qui l'a découvert; on le trouve en cristaux petits, durs, présentant tous les caractères des carbonates, et formé d'un atome de chaux et un de magnésie, et par conséquent deux d'acide carbonique.

Il existe aussi des mélanges qu'on pourrait appeler des combinaisons en proportions variables du carbonate de chaux et du carbonate de magnésie; mais on verra que les molécules des corps peuvent se substituer les unes aux autres sans que pour cela la loi des proportions définies soit changée. Nous nous occuperons de cet objet en traitant de l'isomorphisme.

Il existe encore d'autres carbonates doubles. Le carbonate de soude cristallisé peut se combiner avec le carbonate de chaux d'atome à atome : ce sel composé est insoluble dans l'eau, et il renferme une molécule et demie de ce liquide. Nous ne parlerons pas des autres. Je vais finir en vous parlant des décompositions doubles. J'en ai cité quelques exemples : nous allons généraliser.

Il est à remarquer que la solubilité des corps

simples ou composés a une grande influence sur ce qu'on appelle les affinités. J'ai dit qu'on ne peut pas les mesurer, parce qu'elles varient suivant les circonstances. Ainsi, relativement à la potasse et à la chaux par rapport à l'acide carbonique, nous avons dit qu'on peut conclure que la potasse a plus d'affinité que la soude pour cet acide, quand on les expose toutes deux à la chaleur; tandis que si l'on opère par les dissolutions, on est porté à une conclusion toute contraire. Pour parler de l'affinité d'une manière générale, il faudrait que les résultats fussent constans.

On peut dire que toutes les fois qu'il peut se former dans une dissolution un composé insoluble dans ce liquide même, ce composé se produira. Ainsi, nous mêlons de la chaux et de la stontiane, qui sont solubles, avec de l'acide carbonique; elles peuvent former, avec cet acide, des sels insolubles; ces sels se formeront. Ici on peut faire intervenir la force de cohésion; mais cette cohésion ne doit pas être assimilée à celle dont nous avons parlé

en Physique, et qui se mesure par des poids. La force de cohésion, en Chimie, est ce qu'on peut appeler, à proprement parler, l'insolubilité dans les liquides. La résine, par exemple, a une grande force de cohésion par rapport à l'eau, car elle y est complètement insoluble; c'est qu'il n'y a aucune affinité entre ces deux corps. Si nous plaçons cette résine dans l'alcool, elle s'y dissoudra très bien : donc la force de cohésion serait détruite. La force de cohésion, en Chimie, sera donc le rapport du liquide au solide; en sorte que quand un corps est insoluble dans un liquide, on dit qu'il a une certaine force de cohésion. Nous pourrons encore définir la cohésion, la résistance à la dissolution.

Revenons aux sels doubles, et prenons des exemples. Ce seront, je suppose, des carbonates de chaux, de magnésie, de stontiane qui sont insolubles; je prends deux sels solubles, du carbonate de soude et du nitrate de chaux; je les mêle. On conçoit que l'acide nitrique pourrait se combiner avec la soude, l'acide

carbonique avec la chaux; alors nous aurions deux nouveaux sels, du carbonate de chaux et du nitrate de soude. L'un de ces sels est insoluble, tandis que les deux sels employés étaient solubles; le sel insoluble se forme. Voici à cet égard la loi que M. Berthollet a découverte.

Toutes les fois qu'on mêle deux sels ayant une certaine solubilité dans le liquide, s'il peut se former, par double échange, deux sels dont l'un soit moins soluble que ceux que l'on a employés, la double décomposition aura lieu. Dans l'expérience que nous venons de faire, il y en a un moins soluble; ainsi la double décomposition se produira; ainsi, toutes les fois qu'on connaîtra la solubilité des sels employés et des sels qui peuvent se former, on pourra prédire ce qui arrivera.

Cependant, pour que le précipité se forme, il faut qu'il n'y ait pas assez d'eau pour tenir le sel en dissolution.

Quand on a mélangé ainsi deux sels, il

faut concevoir (je demande que vous adoptiez le fait de confiance), il faut concevoir un simple mélange, puisque nous avons des équivalens. Si c'est du sulfate de soude et du nitrate de chaux que nous avons employés, il est indifférent que l'acide sulfurique soit mêlé avec la chaux ou avec la soude, et, je le répète, cela se passe comme si c'était un simple mélange. Dans ce cas, les molécules de chacun des acides se combineront indifféremment avec l'une et l'autre base: il se formera donc du sulfate de chaux qui pourra d'abord demeurer en dissolution; mais si la quantité augmente, il sera précipité.

Ainsi nous voilà parvenus à un fait; c'est que l'insolubilité détermine les échanges et les précipités.

Nous reconnaissons donc que toutes les fois qu'on mêlera deux sels, et qu'il pourra se former un sel moins soluble que ceux que l'on emploie, il y aura double décomposition. Pour expliquer cet effet, nous admettons que lorsque

deux sels sont mélangés, il est complètement indifférent pour les acides et les bases de se combiner en tel ou tel ordre, mais que si l'un des oxides peut former un sel insoluble, il se fera un précipité.

IMPRIMERIE DE HUZARD-COURCIER,
rue du Jardinet, n° 12.

COURS

DE CHIMIE.

SOMMAIRE.

Phosphates. — Leurs caractères. — Phosphate de soude. — Bi-phosphate. — Phosphate de potasse. — Bi-phosphate. — Phosphate de baryte. — Bi-phosphates et phosphates basiques. — Phosphate de strontiane. — Phosphate de chaux. — Il se forme des phosphates de chaux en proportion non définies. — Bi-phosphates et phosphates basiques. — Phosphate des os. — Préparation du phosphore ; sa purification. — Phosphate d'ammoniaque. — Bi-phosphate. — Phosphate d'ammoniaque et de soude. — Phosphate de magnésie. — Phosphate d'ammoniaque et de magnésie. — Le même sel basique.

Dans cette séance, nous nous occuperons de l'histoire du phosphore.

Nous considérerons les phosphates neutres comme formés par un atome de base et un atome d'acide phosphorique. Nous prendrons pour

équivalent de l'acide phosphorique le nombre 4,46155, dans lequel il y a $2\frac{1}{2}$ d'oxigène. On avait admis que l'acide phosphorique pouvait être considéré comme contenant 2 atomes de radical ou de phosphore; mais nous devons rester fidèles à la théorie des équivalens, et regarder comme poids de l'atome d'acide la quantité qui neutralise un atome de base : on trouve que c'est $3\frac{1}{2}$, c'est-à-dire 1 de phosphore et $2\frac{1}{2}$ d'oxigène.

L'atome de phosphore est égal à . . .	1,96155
Les $2\frac{1}{2}$ atomes d'oxigène.	2,5
Poids de l'atome d'acide phosphor. .	4,46155.

L'acide phosphorique se combine avec les bases en proportions très variées, mais nous devons nous attacher aux plus importantes. Nous verrons qu'il existe des sels neutres, des sels basiques et des sels acides : voilà les trois genres; mais il y a dans chacun d'eux des sels qui sont plus ou moins acides ou basiques.

Nous devons nous occuper d'abord des caractères des phosphates neutres : ces caractères se-

ront en général les mêmes pour les phosphates basiques et acides; car ici l'objet principal est de déterminer les caractères de l'acide qui se trouve dans les phosphates.

Un premier caractère des phosphates consiste en ce que, si l'on verse dessus de l'acide sulfurique, il ne se dégage aucun gaz, ce qui distingue les phosphates de tous les sels qui renferment des acides gazeux ou pouvant prendre la forme de vapeurs; et, sous ce rapport, on ne peut les confondre qu'avec les arseniates, les borates et les sulfates. Or, nous verrons que les sulfates se distinguent aisément; nous avons appris à reconnaître les borates; les arseniates sont aussi faciles à distinguer.

Nous verrons, en second lieu, que quand on mêle un phosphate avec de l'acide borique en quantité convenable et du charbon, et qu'on expose à une haute température, il se produit du phosphore. L'acide borique est excessivement faible à la température ordinaire, et peu soluble; mais à la température du rouge blanc, l'acide

phosphorique se volatilise, tandis que l'acide borique reste fixe. A une température basse, l'acide borique, à raison de son poids atomistique, pourrait prendre une certaine quantité de la base combinée avec l'acide phosphorique, suivant la loi que nous avons fait connaître : à une température élevée, la base se partage également; dès lors il y a une portion d'acide phosphorique qui deviendra libre et pourrait se volatiliser; mais le charbon agit sur cet acide, lui enlève son oxigène et produit du phosphore. Ainsi nous admettrons qu'un phosphate mêlé avec de l'acide borique, à une haute température, donne du phosphore.

En Minéralogie, on se sert de l'acide borique pour reconnaître la présence de l'acide phosphorique dans les corps. On obtient, à une haute température, un bouton vitreux; ce bouton, traité ensuite par le charbon, donne du phosphore.

Quand les phosphates sont solubles et qu'on y verse de l'eau de chaux, on obtient un préci-

pité gélatineux, sans forme cristalline, qui ressemble à de l'alumine en gelée, que vous connaissez déjà ; mais ce caractère n'est bon que pour les phosphates solubles.

Il existe un *phosphate de plomb* neutre ; il est insoluble dans l'eau, mais se dissout bien dans les acides. Si on le fond au chalumeau, on obtient une matière limpide qui, au moment où elle refroidit, présente, en se solidifiant, la forme d'un polyèdre : le corps, à ce moment, devient incandescent. C'est un phénomène que présente aussi la zircone, etc.

Voici comment ce caractère peut être généralisé. Si l'on a un phosphate soluble, on y verse un sel de plomb soluble, et si le phosphate est insoluble, on y verse le sel de plomb et un excès d'acide, comme d'acide nitrique, par exemple ; on peut ensuite traiter le résidu comme dans l'expérience précédente.

Les phosphates ont aussi la propriété d'être décomposés par le potassium ; dans ce cas, il se forme du phosphure de potassium, qu'on recon-

naît à ce qu'en le jetant dans l'eau, il produit du gaz hydrogène phosphoré, qu'on peut enflammer. On peut même, par ce moyen, reconnaître de très petites quantités de phosphates.

Tous les phosphates sont décomposés par l'acétate de plomb ; c'est une suite de la loi des doubles décompositions. Pour les phosphates insolubles, on peut donner lieu à la même décomposition en y ajoutant un peu d'acide nitrique : l'action se produit promptement.

Parmi les phosphates neutres, il n'y a que ceux de soude, d'ammoniaque et de potasse qui soient solubles, les autres le deviennent dans un excès de leur propre acide ou d'acide nitrique.

Quant aux rapports des quantités de bases et d'acides, ils sont variables.

Le premier phosphate dont nous allons nous occuper est celui de *soude*, que l'on obtient immédiatement en saturant de l'acide phosphorique par le moyen de la soude. On peut et l'on doit même laisser une réaction alcaline. Quand ce sel sera saturé, on obtiendra des cristaux

qui sont des prismes rhomboïdaux obliques.

Ce sel est formé de 1 atome d'acide phosphorique.	4,46155
1 atome de soude.	3,90897
Atome du sel anhydre.	8,37052
Cristallisé, il prend 12 atomes d'eau.	13,49755
	21,86807.

La saveur de ce sel est fraîche, salée, sans amertume. En général, les sels qui contiennent une aussi grande quantité d'eau ont une saveur fraîche ; car l'eau y est solidifiée, à l'état de glace, et elle se fond sur la langue.

Ce sel est employé en Médecine, comme purgatif; on le prend à la dose de 50 à 60 grammes. Il est soluble ; mais on n'a pas bien déterminé sa solubilité pour diverses températures, et en général on connaît mal la solubilité des sels. A raison de la grande quantité d'eau qu'il renferme, il éprouve d'abord la fusion aqueuse, puis l'eau

s'échappe, et l'on a la fusion ignée. Ainsi ce sel éprouve deux sortes de fusion.

Exposé à l'air, il s'effleurit; on ne peut même le conserver long-temps sans qu'il devienne opaque, mais il n'est jamais complètement anhydre; il ne le devient que par la chaleur, à une température élevée. Si l'on fait l'analyse du phosphate de soude à diverses époques de l'année, on trouve qu'il renferme, tantôt plus, tantôt moins d'eau, suivant l'état hygrométrique de l'air.

Ce sel a une réaction assez fortement alcaline, de sorte que voilà un sel anhydre qui a une réaction alcaline, quoique la quantité d'alcali en excès ne soit pas déterminée. Nous verrons beaucoup d'autres sels qui ont au contraire une réaction acide, comme le sulfate de fer, de cuivre, de nickel.

Si l'on prend une dissolution de ce sel, tout-à-fait neutre, et qu'on la fasse cristalliser, on remarque que, quand la cristallisation s'est opérée, le liquide surnageant sera acide, et dans ce cas l'excès de base se trouvera dans les

cristaux ; c'est le contraire pour d'autres sels.

Le phosphate de soude est important, parce qu'il se rencontre dans l'économie animale. On le trouve particulièrement dans l'urine.

Il existe un phosphate de soude renfermant 2 atomes d'acide et 1 de base, et 4 atomes d'eau. Il cristallise de diverses manières ; il peut former des prismes rhomboïdaux obliques, mais différens de ceux dont j'ai parlé.

La *potasse* se combine de même très bien avec l'acide phosphorique. Le sel neutre est formé de 1 atome d'acide et 1 atome de base. Ce sel neutre ne peut cristalliser, tandis que celui qui renferme une double proportion d'acide cristallise très bien en prismes quadrangulaires, terminés par des pyramides à quatre faces ; il contient, dans ce cas, 2 atomes d'eau.

La potasse forme aussi des sels basiques dont je ne parle pas.

Je passe aux *phosphates de baryte*. Il y en a au moins cinq ; ce sont le phosphate neutre et les phosphates avec excès de base ou d'acide.

Le *phosphate neutre de baryte* est formé d'un atome d'acide et un atome de base. On l'obtient facilement par double décomposition. Ce phosphate est insoluble dans l'eau. Si donc je prends un sel soluble, comme le chlorure de barium, et que je le mêle avec un phosphate soluble, comme le phosphate de soude, il se produira un précipité abondant; c'est le phosphate neutre de baryte, qui est insoluble dans l'eau; mais si j'y ajoute une goutte d'acide nitrique, le précipité va disparaître, pourvu que le sel soit pur.

Ce phosphate de baryte neutre peut prendre une nouvelle quantité d'acide; alors il peut cristalliser. Il contient deux proportions d'acide et deux d'eau. Ce sel ne peut être mêlé avec une grande quantité d'eau sans se décomposer : l'eau s'empare de l'excès d'acide et ramène ce phosphate à l'état neutre. Ce sel, exposé à la chaleur, se boursoufle; il peut se fondre à une haute température. En général, et c'est ici un trait de l'histoire des phosphates, quand le sel est neutre, si l'on y met un excès d'acide, il devient très fu-

sible; en sorte que, plus un phosphate renferme d'acide, plus il est facile à fondre. Ainsi, le bi-phosphate est plus fusible que le sel neutre, et celui-ci que le sous-sel.

Indépendamment de ces deux sels, il existe un sur-sel, formé de quatre atomes d'acide et trois de base; on pourrait l'exprimer en disant qu'on a quatre parties d'acide phosphorique et trois de base, qu'on peut écrire $\frac{4}{3}$ phosphate de chaux. On obtient ce sel par une différence bien légère dans la proportion; car il suffit de verser dans la dissolution du bi-phosphate de baryte, de l'alcool, pour obtenir sa séparation; et il est probable que si l'on faisait varier l'intensité du dissolvant, la décomposition varierait aussi.

Il y a aussi un sesquiphosphate de baryte, formé d'un atome d'acide et 1 $\frac{1}{2}$ de base, et un autre $\frac{4}{5}$ de baryte, qui contient quatre atomes d'acide phosphorique et cinq de base. Ce sel s'obtient facilement en traitant un phosphate avec excès d'acide, par l'ammoniaque qui s'empare d'une portion d'acide.

La strontiane forme des sels analogues, mais qui n'ont pas été examinés avec le même soin. Je me borne à dire que le phosphate neutre est formé de

1 atome d'acide phosphorique, égal à.	4,46155
1 atome de strontiane.	6,47285
	10,93440.

Il peut aussi former un bi-sel qui ne mérite pas d'attention.

Passons au *phosphate de chaux*.

Nous voilà parvenus à des sels qui sont d'un grand intérêt. Nous avons au moins cinq phosphates de chaux bien distincts; mais je pense qu'on peut aussi obtenir des phosphates différens qui ne seraient pas composés dans des rapports simples. On avait long-temps rejeté cette idée, parce que l'on avait vu tous les sels suivre la loi des proportions définies. Cependant il y a des cas où l'on reconnaît une combinaison, sans que cependant les corps soient réunis en proportions qu'on puisse appeler définies; en sorte qu'il est

probable qu'il existe des phosphates de chaux qui ne sont pas dans des proportions définies. Les variations de température, les diverses quantités d'eau, peuvent faire varier leur composition; et ce fait n'est pas particulier aux phosphates, on le retrouve encore dans un grand nombre de combinaisons.

Il n'est pas en opposition avec la loi si importante et si bien établie, des proportions définies.

On peut obtenir facilement ce sel en versant du phosphate de soude dans un sel de chaux, en remarquant toutefois qu'il n'est pas indifférent de verser au hasard l'un des sels dans l'autre. Je prends du chlorure de calcium et du phosphate de soude en excès: je verse le phosphate de soude dans le chlorure; il se forme un précipité blanc qui est le phosphate de chaux neutre, composé d'un atome d'acide, d'un de base et deux d'eau. En le recueillant sur un filtre, le lavant et le desséchant, on peut reconnaître qu'il est formé de petits cristaux qui se réunissent par l'extrémité en diver-

geant. Si j'avais versé le chlorure de calcium dans le phosphate, j'aurais obtenu un précipité différent du premier : j'ai d'abord eu un sel neutre, ici j'aurais eu un sel basique qui est le phosphate $\frac{3}{4}$ ou phosphate des os. Ce sel exposé à la chaleur, perd son eau. En général, l'eau, dans ces sels, ne résiste pas à la chaleur rouge; à la chaleur de la lampe, on peut chasser toute l'eau qu'il contient : si on le porte à une haute température, il se fritte et prend un aspect laiteux comme la porcelaine.

Après le phosphate neutre vient le bi-phosphate de chaux. On l'obtient en prenant le phosphate neutre et le saturant par l'acide phosphorique, et par évaporation spontanée, il cristallise en paillettes nacrées. On le nomme aussi phosphate *acide*. Sa saveur, en raison de l'excès d'acide, est aigre; il est très soluble dans l'eau, et cristallise difficilement. Exposé à l'action de la chaleur, il entre en fusion, et perd son eau. L'acide phosphorique seul est volatil à une haute température; mais combiné avec une

base, il acquiert une telle fixité, qu'on ne peut le volatiliser; le sel se fond, et par le refroidissement il prend l'apparence d'un beau verre inaltérable à l'air, quoiqu'il renferme beaucoup d'acide. On emploie ce sel vitrifié pour préparer le phosphore, opération dont nous allons parler.

Si l'on verse dans ce phosphate acide un alcali, on enlève un excès d'acide, et il reste un sel neutre ou basique, suivant la quantité d'alcali qu'on emploie.

On obtient encore un sel acide $\frac{3}{2}$ phosphate de chaux en prenant ce même sel acide et y versant de l'alcool : l'alcool enlève une portion d'acide. Ce sel, qui serait stable dans l'alcool, se décompose dans l'eau; celle-ci enlève l'excès d'acide et ramène le sel à l'état neutre. On peut encore obtenir ce même sel en versant sur le phosphate de chaux neutre de l'acide phosphorique étendu d'eau; alors il se forme une masse gélatineuse qui ne se dissout pas en totalité : l'eau enlève l'excès d'acide, et ce

qui reste est le sel dont nous venons de parler.

Nous passons aux *phosphates de chaux basiques*. Le premier est le phosphate des os : c'est un nom qu'il est bon de lui conserver, car il rappelle son origine. On peut aussi désigner ce sel $\frac{3}{4}$ phosphate de chaux. Il faudrait qu'on pût indiquer ces corps par des noms simples, c'est aussi ce qu'on fera sans doute quelque jour.

On obtient ce phosphate des os de plusieurs manières : la plus simple est de verser de l'ammoniaque dans du phosphate de chaux en dissolution dans un acide ou dans du bi-phosphate de chaux ; on obtient un précipité (il faut avoir le soin de mettre un excès d'ammoniaque) formé de trois atomes d'acide et quatre atomes de chaux.

On peut l'obtenir aussi en versant par petites parties le chlorure de calcium dans le phosphate de soude : le précipité est gélatineux comme l'alumine et se lave difficilement.

On sait maintenant que ce sel est précisé-

ment le même que celui que l'on retire des os. Quand on a calciné les os pour détruire la matière animale qui en forme une grande partie, on obtient une masse qui a conservé la forme des os, et qui contient du phosphate et du carbonate de chaux. On peut traiter ces os par l'acide nitrique ou l'acide hydrochlorique, et pour un poids donné d'os, on aura une certaine quantité d'acide carbonique; on mélange cette matière avec un poids égal d'eau, et l'on décompose par l'ammoniaque en excès. L'ammoniaque ne précipite jamais la chaux de ses dissolutions, et si l'on examine la chaux qui reste dans la liqueur, on trouve qu'elle est en même quantité que l'acide carbonique que l'on a obtenu.

Nous avons un autre phosphate de chaux que l'on peut appeler sesquibasique; c'est le phosphate de chaux $\frac{2}{3}$, c'est-à-dire qu'il renferme deux atomes d'acide phosphorique et trois de chaux. On le désigne par le nom de Chrysolite ou Apathite. On l'a trouvé dans la nature; il

est remarquable par ses belles formes; ce sont des prismes simples ou modifiés par des facettes sur les arètes de la base, ou terminés par des pyramides.

Tels sont les principaux phosphates qu'on a déterminés. Je remarque qu'il peut y en avoir un plus grand nombre; car, ainsi que je l'ai fait observer précédemment, quelques différences dans la manière de traiter ces sels par les réactifs suffisent pour changer les proportions de leurs principes.

J'ai déjà remarqué que les phosphates sont d'autant moins fusibles, qu'ils contiennent plus de base.

Tous les phosphates de chaux sont décomposés par l'acide sulfurique, qui donne naissance à un sulfate en mettant l'acide phosphorique en liberté. Les phosphates sont entièrement décomposés de cette manière; on pensait autrefois qu'ils n'étaient ramenés qu'à l'état de bi-phosphates, mais cette erreur venait de ce qu'on opérait avec une grande quantité d'eau qui tenait le sel en

dissolution. Si l'on évapore, on trouvera de l'acide phosphorique sensiblement pur; il est seulement nécessaire de calculer la quantité d'acide et le degré de concentration. On parvient encore à séparer les phosphates, surtout pour les analyses, en diminuant l'action dissolvante de l'eau par une addition d'alcool. L'eau prend $\frac{1}{400}$ de phosphate de chaux; elle en prend davantage quand elle contient de l'acide; mais si l'on y verse de l'alcool, le phosphate de chaux ne pourra plus s'y dissoudre.

L'acide sulfurique donne des résultats inexacts, attendu qu'il faut laver, ce qui cause toujours quelque perte. M. Berzelius s'est servi de l'alcool, comme je l'ai indiqué.

Je passe à la préparation du phosphore; elle est fort simple. L'acide phosphorique, traité à chaud avec du charbon, donne du phosphore; mais si l'on se bornait à mêler l'acide phosphorique pur avec le charbon, il n'y aurait pas de décomposition sensible, parce que la température à laquelle le charbon agit sur l'acide phos-

phorique est plus élevée que celle à laquelle l'acide lui-même se volatilise; par conséquent, si l'on fait ce simple mélange et qu'on chauffe, tout l'acide phosphorique sera volatilisé sans avoir éprouvé aucune action de la part du charbon. Mais si l'on fait passer l'acide phosphorique en vapeur sur des charbons rouges, la décomposition aura lieu.

Pour la fabrication du phosphore, on ne se sert pas d'acide phosphorique pur, mais du phosphate acide de chaux. Ainsi nous ne devons pas considérer l'acide phosphorique comme pur, mais bien comme combiné avec une certaine quantité de base qui lui donne de la fusibilité. Or, on se sert d'acide phosphorique provenant du phosphate du chaux, dont il retient toujours une certaine quantité.

Voici comment on prépare ce phosphate acide de chaux : on prend des os brûlés, on les pulvérise, on les mêle avec environ les $\frac{5}{6}$ de leur poids d'acide sulfurique concentré que l'on étend d'environ quatre parties d'eau; mais comme il est

important de profiter de la chaleur produite par le mélange de l'eau avec l'acide, on n'ajoute l'acide sulfurique qu'après avoir versé l'eau sur le phosphate. Quand on a versé l'acide, le liquide devient épais et le mélange s'échauffe ; on l'abandonne pendant 24 heures, et le lendemain on délaie la masse dans l'eau : cette matière, qui est du plâtre, a la propriété d'être un peu soluble dans l'eau. En filtrant la liqueur, on obtient un liquide transparent, dans lequel on peut reconnaître la présence du phosphate de chaux, en y versant de l'ammoniaque, qui donne un précipité abondant. Puisque nous avons de l'acide phosphorique et du phosphate de chaux, si nous saturons par l'ammoniaque, il y aura précipitation de phosphate de la chaux, et il se formera du phosphate d'ammoniaque.

Si nous prenons le même phosphate acide de chaux, si nous l'évaporons et que nous ajoutions du charbon, nous pourrons séparer l'oxigène de l'acid ephosphorique qui constitue le sel à l'état acide, c'est-à-dire nous pourrons

décomposer l'excès d'acide (car ce ne serait qu'à un feu de forge des plus violens que l'on pourrait décomposer une portion de sel neutre). On fait cette opération de la manière suivante :

Quand on a évaporé jusqu'à consistance sirupeuse et que l'on a mêlé avec le charbon, on commence par dessécher la matière dans une chaudière en fonte, en la portant à la température rouge obscur : l'eau s'échappe ; la matière ne pouvant plus se boursouffler, on en remplit une cornue de grès (*voy.* planche 1re, fig. 2), à laquelle on adapte une allonge en cuivre dont une extrémité recourbée plonge dans l'eau. Au flacon qui renferme l'eau on adapte un tube droit, servant à laisser échapper les gaz ; ce tube ne doit pas plonger dans l'eau. Puisque nous voulons enlever le gaz oxigène à l'acide phosphorique, pour avoir le phosphore, nous ne pouvons produire que deux gaz, l'acide carbonique et l'oxide de carbone ; mais à cette température le gaz acide carboni-

que ne peut exister et il se produit du gaz oxide de carbone; ainsi nous n'aurons donc que du gaz oxide de carbone. Si la matière est sèche, il ne pourra pas se former de gaz hydrogène phosphoré. Le gaz oxide de carbone peut cependant entraîner mécaniquement du phosphore. On adapte au col de la cornue une allonge en cuivre, afin de condenser le phosphore et d'éviter l'introduction de l'air dans la cornue. Le phosphore se dégage peu à peu, et vient se déposer partie dans l'allonge et partie dans l'eau du récipient. Ce phosphore est impur; il est d'un rouge brun foncé, surtout vers la fin de l'opération; il contient ce qu'on désigne par le nom d'oxide de phosphore, dont on ne connaît pas encore la nature. Il peut contenir aussi du charbon à l'état de mélange, ou peut-être de combinaison.

Pour le purifier, il y a deux opérations à faire, l'une mécanique et l'autre chimique. La première consiste à mettre le phosphore dans un nouet de peau de chamois, et à le tenir dans une

eau assez chaude pour que l'on ne puisse y tenir la main ; car le phosphore mêlé avec des matières étrangères n'est pas très fusible : on presse le petit nouet de peau sous l'eau avec des pinces, et le phosphore s'échappe à travers les pores. La deuxième opération consiste à le distiller.

Pour le mouler, on prend un tube, au moyen duquel on l'aspire sous l'eau. On a soin, quand on veut le retirer, de fermer le tube avec le doigt, jusqu'à ce qu'il soit solidifié. Il éprouve une forte contraction par le refroidissement, et sort facilement du tube. On doit veiller à ce que, quand on aspire, le tube contienne de l'eau ; car la colonne de phosphore pourrait se diviser et être portée dans la bouche.

Je passe aux autres phosphates.

L'*ammoniaque* forme aussi avec l'acide phosphorique plusieurs sels. D'abord, le phosphate proprement dit, qu'on obtient en saturant le phosphate acide de chaux par l'ammoniaque : ce sel neutre, qui contient 1,5 proportion d'eau, exposé à l'air, il devient acide par le dégagement

d'une partie d'ammoniaque; il cristallise en prismes à quatre pans surbaissés, quelquefois terminés par des pyramides à quatre faces. Un bi-phosphate, formé de 1 d'ammoniaque, 2 d'acide et 3 d'eau; et enfin un sel qui peut être exprimé par $\frac{2}{3}$ phosphate d'ammoniaque.

Le phosphate d'ammoniaque se combine avec le phosphate de soude pour former un sel double, connu sous le nom de *sel d'urine*. Ce sel est remarquable par son origine : c'est dans l'urine qu'on l'a découvert réuni à d'autres sels. Aujourd'hui on le fait directement au moyen du phosphate de soude et de l'hydrochlorate d'ammoniaque : les meilleures proportions sont 6 à 7 parties phosphate de soude cristallisé, 1 partie de sel ammoniac, et 2 parties d'eau. Le mélange se fait à chaud pour que la dissolution soit plus complète, et par le refroidissement, le sel cristallise et donne des prismes réguliers. On emploie ce sel comme réactif dans l'analyse des minéraux. Il est formé de 1 atome de phosphate de soude, 1 atome de phosphate d'ammoniaque,

et 10 atomes d'eau. En chauffant, l'eau et l'ammoniaque s'échappent, et il reste un bi-phosphate de soude fusible.

La magnésie forme aussi des phosphates qu'on peut obtenir par double décomposition, au moyen du phosphate de soude et du sulfate de magnésie. On obtient un précipité qui se rassemble bientôt pour former de petits cristaux.

Ce sel n'a rien de bien remarquable, seulement il peut se combiner avec le phosphate d'ammoniaque pour former un sel double qu'on rencontre dans les calculs des animaux et même de l'homme. Le phosphate neutre contient 1 atome de magnésie et d'acide carbonique, et 4 d'eau; on l'obtient en mêlant deux dissolutions chaudes. L'autre phosphate, qui est basique, peut être préparé avec un sel de magnésie et un phosphate basique : il contient 1 atome d'acide phosphorique, 1 atome d'ammoniaque, 1 de magnésie, et 5 atomes d'eau; c'est celui que l'on trouve dans les calculs. Il est évidemment basique. Ce sel est insoluble.

On se sert des caractères de ce sel pour reconnaître la magnésie dans les analyses, en versant du phosphate d'ammoniaque basique dans la liqueur qui contient de la magnésie.

Le phosphate de magnésie, qui est insoluble dans l'eau, se dissout très bien dans les acides.

Dans la séance prochaine, nous nous occuperons des phosphates que forment les autres oxides.

IMPRIMERIE DE HUZARD-COURCIER,
rue du Jardinet, n° 12.

COURS

DE CHIMIE.

SOMMAIRE.

Phosphate de protoxide de fer. — Phosphate de peroxide. — Phosphate de cobalt. — Bleu de *Thénard;* manière de lui rendre sa couleur. — Phosphate de plomb. — Phosphate basique. — Phosphate d'argent. — Phosphites; leurs caractères. — Hypophosphites; leurs caractères. — Arseniates; leurs caractères. — Arseniate de potasse. — Bi-arseniate. — Arseniate d'ammoniaque. — Arseniate de manganèse.

Nous avons terminé la dernière séance par l'examen du phosphate de magnésie, nous allons passer aux phosphates formés par les autres oxides. Je commence par le *phosphate de fer.*

Le fer forme deux oxides distincts, pour ne pas dire trois : le protoxide, le peroxide et une combinaison intermédiaire. On peut obtenir le

phosphate de fer par doubles décompositions, en versant dans une dissolution de phosphate de soude du sulfate de fer; on obtient un précipité d'abord très blanc, mais qui passe peu à peu au bleu : pendant ce changement, il y a absorption d'oxigène et l'oxide de fer passe à l'état intermédiaire. M. Berzelius considère ce sel comme double et formé de phosphate d'oxidule et de phosphate d'oxide, parce que, comme, selon lui, le fer passe à un état supérieur d'oxidation, qui est une combinaison de deux atomes d'oxide et un atome d'oxidule, ces deux oxides se réunissent chacun avec une portion d'acide pour former un phosphate des deux oxides.

Ce sel se trouve dans la nature à un état plus basique. Celui que l'on obtient dans l'expérience précédente est basique, puisque nous avons dit que la quantité d'acide est constamment proportionnelle à la quantité d'oxigène contenue dans la base : de sorte que si l'oxide vient à se suroxider, il n'y aura plus assez d'acide pour former une combinaison neutre.

Le peroxide se combine bien avec l'acide phosphorique, et forme un composé qui se précipite avec une couleur blanche : cette couleur tient à ce que le sel est neutre. Ce sel, comme celui que nous venons de voir, exposé à une haute température, se fond, et si on le met en contact avec du charbon, il se change en phosphure de fer. C'est même un moyen employé pour obtenir ce dernier corps.

Ce perphosphate se trouve dans la nature accompagnant quelquefois des mines de fer, surtout celles qui sont limoneuses, ou mines d'alluvion : c'est même un grand inconvénient, car il donne au fer de très mauvaises qualités par le phosphure qu'il produit. Ce phosphate se réduit lorsqu'on porte le minerai à une haute température, et l'on obtient des fontes assez riches en phosphure. On parvient difficilement à débarrasser le fer du phosphore; après avoir été affiné, il en conserve toujours quelques parties, ce qui le rend aigre et lui ôte le nerf qui fait son prix.

Le phosphate neutre de fer peut être facile-

ment rendu basique par l'addition d'un alcali, ammoniaque ou potasse : l'acide se partage et le sel prend une couleur plus foncée.

Ce phosphate se rencontre souvent dans le fer des édifices. Lorsque ce métal a été exposé à être mouillé par l'urine, le fer est altéré, il se goufle et se détache en écailles qui sont du sous-sel avec des proportions différentes peut-être de celles-ci.

Le *cobalt* forme avec ce même acide un sel remarquable par sa couleur violet foncé. On l'obtient par double décomposition.

M. Thénard, en combinant ce sel avec l'alumine, est parvenu à obtenir un bleu qui porte son nom et qui remplace l'outremer, quoique le bel outremer a plus d'éclat. Mais il se recommande par son bas prix; et quand on ne tient pas à toute la beauté de l'outremer, il y a avantage à s'en servir.

Le *phosphate de cobalt neutre* est formé de

1 atome d'acide phosphaté. . . .	4,46155
1 atome d'oxide de cobalt. . . .	4,68991
Atome du sel.	9,15146.

Celui que l'on emploie pour le bleu de Thénard est un peu basique. Pour faire ce bleu de cobalt, on prend le phosphate en gelée qui s'est précipité d'un mélange de deux dissolutions d'un sel de cobalt et de phosphate de soude, et qui a été bien lavé, et on le mêle avec de l'alumine aussi en gelée. Le mélange peut se faire en proportions variables; mais on emploie ordinairement 1 partie de phosphate et 8 parties d'alumine. Il faut avoir soin de bien mêler ces deux matières en les broyant dans un mortier, jusqu'à ce que l'on n'aperçoive plus aucun point blanc ou plus foncé que le reste de la masse; on sèche ensuite le mélange; on le place dans un creuset; on l'expose à une température un peu au-dessus du rouge cerise, et l'on obtient le bleu de cobalt en fragmens qui se désagrègent facilement. Il arrive quelquefois que ce bleu passe au noir; c'est quand il se désoxide sous l'influence d'une matière combustible. Pour le rétablir dans tout son éclat, il suffit de le placer à une chaleur rouge dans un courant de gaz oxigène; on peut encore le mêler avec du per-

oxide de mercure, et faire chauffer : le mercure abandonne son oxigène qui sert à rétablir le bleu, et le mercure s'échappe lui-même en vapeurs qu'on peut recueillir. J'ai vu du bleu de cobalt altéré, auquel ce moyen a toujours réussi à rendre son éclat.

Je suis obligé de passer sous silence beaucoup de combinaisons qui n'ont pour nous aucun intérêt ; je dirai cependant que les divers oxides métalliques peuvent former des combinaisons insolubles. Comme nous sommes pressés, nous ne devons insister que sur les faits fondamentaux ; d'ailleurs, il y a des faits qui se reproduisent avec divers corps, en sorte qu'il suffit de substituer un nom à un autre, pour en faire l'histoire.

Nous nous arrêterons sur le *phosphate de plomb*, car nous l'avons indiqué comme pouvant servir de caractère générique aux phosphates.

La véritable manière d'obtenir ce phosphate est d'opérer par les doubles décompositions; on l'obtient à l'état neutre. Ici, la base que nous

employons est insoluble, et forme avec l'acide un sel insoluble aussi, en sorte que nous n'avons pas le même avantage que pour les bases alcalines que nous pouvons dissoudre par des acides qui, produisant un sel soluble, nous permettraient de reconnaître la neutralité au moyen des réactifs colorés; d'ailleurs, quelque divisé que soit l'oxide de plomb, il ne formerait jamais qu'une poudre grossière, et si on les mettait dans cet état, en contact avec l'acide, l'action se bornerait aux surfaces. Ainsi vous voyez qu'on est forcé de faire usage d'un liquide qui tienne cette base en dissolution. Nous nous servirons donc d'un sel de plomb neutre et d'un phosphate neutre, et, par un double échange, nous obtiendrons le phosphate neutre de plomb.

On ne peut obtenir ce sel qu'en poudre, mais la nature le présente cristallisé sous la forme d'une pyramide hexaèdre dont quelquefois le bord supérieur et inférieur des bases est tronqué; d'autres fois le prisme est surmonté d'une pyramide dont la base correspond à la base du prisme. Ce sel est soluble dans un excès d'acide ou d'al-

cali. En effet, le plomb est du nombre des métaux dont les oxides se dissolvent dans un excès d'alcali.

Il se fond facilement par l'action de la chaleur et forme des globules qui, par le refroidissement, prennent une forme polyédrique ; on y distingue nettement des faces, ce qui annonce une grande tendance à la cristallisation. Or, comme parmi les phosphates et les autres sels nous n'avons rien trouvé de semblable, nous regarderons ce caractère comme particulier; et comme on peut toujours transformer un phosphate quelconque en phosphate de plomb, en le dissolvant dans un acide s'il n'est pas soluble, et y versant un sel de plomb qui donne lieu à un précipité de phosphate de plomb qu'on peut essayer, ce caractère suffira pour nous faire toujours reconnaître les phosphates.

Indépendamment de ce sel, que nous considérons comme neutre, il en existe plusieurs autres. Nous pouvons produire un sur-phosphate, $\frac{4}{3}$ phosphate de plomb, en versant un bi-phosphate soluble sur du chlorure de plomb. Il y a aussi

un sous-phosphate, qu'on obtient en versant dans le sel neutre que nous venons de former, de l'ammoniaque en excès qui s'empare d'un tiers de l'acide, en sorte qu'il reste un $\frac{2}{3}$ phosphate. On le prépare en versant de l'acétate de plomb dans du phosphate de soude.

Le phosphate de plomb, exposé avec le charbon à la température du rouge blanc, se décompose aisément et donne immédiatement du phosphore. On ne peut produire le phosphure de plomb, ou du moins son existence est douteuse, par une simple percussion du phosphore brule; il est donc probable qu'à cette température, cette combinaison ne peut exister. Il n'en serait pas de même avec le phosphate de fer; il donnerait naissance à un phosphure qui pourrait résister à cette chaleur.

Le phosphate de plomb est très bien décomposé par l'hydrogène sulfuré, qui donne lieu à un sulfure de plomb et à de l'acide phosphorique qui reste en dissolution.

Le phosphate d'argent neutre serait formé de

1 atome d'argent, égal à.	14,51607
1 atome d'acide phosphorique. .	4,46155
Atome du sel.	18,97762.

Si l'on retranche l'unité de l'oxigène, on aura pour le poids de l'atome d'argent, 13,51607.

En mêlant du nitrate d'argent et un phosphate tout-à-fait neutre, on en obtient un liquide acide, et un précipité jaune qui est basique; c'est le phosphate $\frac{2}{3}$ d'argent.

Je terminerai ici ce que j'ai à dire sur les phosphates, après avoir donné les caractères génériques de deux genres de sels qu'on ne peut isoler des phosphates. Ces deux genres de sels présentent à peu près les mêmes caractères : sous le rapport des proportions de bases qu'ils contiennent, ils ne diffèrent pas des phosphates. Quand on les chauffe avec du charbon, ils donnent toujours du phosphore; mais par ce moyen, on ne peut reconnaître quel est le genre de sel.

On se rappelle que l'acide phosphorique est formé d'un atome de phosphore et d'un atome

et demi d'oxigène; l'atome de phosphore pèse 3,46155.

Les phosphites ont en général le même caractère que les phosphates; cependant voici quelques différences qui suffisent pour les distinguer.

Quand on chauffe un phosphate, il n'offre rien de particulier, si ce n'est que dans quelques circonstances il peut fondre. Dans quelques cas aussi, l'oxide peut passer à un état supérieur ou inférieur d'oxidation; mais l'acide ne change pas de nature.

Si l'on calcine au contraire un phosphite, il se change en phosphate; et voici comment cela se passe. Ces phosphites peuvent être anhydres ou bien hydratés; en général ils sont hydratés: dans l'un comme dans l'autre cas, ils se transforment en phosphates, mais d'une manière différente.

Voyons d'abord le cas où le phosphite est anhydre.

L'acide phosphoreux contient un atome de phosphore et un atome et demi d'oxigène, tan-

dis qu'il faudrait deux atomes et demi pour former l'acide phosphorique. D'après cela, nous ne pourrions former assez d'acide phosphorique pour neutraliser la base, qu'autant que nous ajouterions à l'atome d'acide phosphoreux un atome d'oxigène. Alors, comme nous n'avons qu'un atome et demi d'oxigène, nous ne pourrions former que $\frac{3}{5}$ de phosphate ; il y aura donc $\frac{2}{5}$ de base qui ne seront pas neutralisés : ces $\frac{2}{5}$ restent avec le phosphore, forment un phosphure, et peuvent donner lieu à une nouvelle quantité de phosphate, si l'on fait intervenir l'action de l'oxigène. Cela paraît compliqué, mais nous aurons occasion d'y revenir.

Nous venons de voir que les phosphites anhydres exposés à la chaleur se changent en phosphates, et qu'il y a une portion de base qui demeure non saturée : si les phosphites sont hydratés, l'eau au contraire se décompose, pour fournir au phosphore l'oxigène qui lui manque, et il se dégage de l'hydrogène qu'on peut regarder comme pur, quoiqu'il brûle avec une

flamme tant soit peu blanche, ce qui indique la présence d'une petite quantité de phosphore; aussi le phosphate qui reste n'est-il pas tout-à-fait neutre. Dans cette expérience, c'est l'eau qui contribue à ce changement du phosphite en phosphate, en fournissant tout l'oxigène qui manquait dans le cas précédent, pour transformer en entier l'acide phosphoreux en acide phosphorique.

Tous les sels en *ite* peuvent, pendant cette opération, enlever l'oxigène aux corps qui le tiennent avec peu de force, pour former un autre acide.

Parmi les phosphites, il n'y en a que trois très solubles; c'est même une propriété importante: ce sont ceux de potasse, soude et ammoniaque; ceux de baryte, ou de strontiane, ou de chaux le sont très peu. Pour former les phosphites solubles, on prend ces bases en dissolution, et l'on y verse de l'acide phosphoreux jusqu'à neutralisation; puis on fait évaporer peu à peu, et, quand on a atteint la température de 45 à 50°, il se fait une séparation. On obtient un sel acide qui doit rester en dissolution, et un sel

neutre qui tend à se précipiter, et qu'on obtient en abandonnant le sel à une évaporation spontanée.

Je passe aux hypophosphites. C'est un genre de sels formé par l'acide hypophosphoreux, acide remarquable par sa composition; car nous ne devons pas le considérer comme formé de 1 atome de base, $\frac{3}{4}$ d'atome d'oxigène, mais bien de 2 atomes de base, et de 1 $\frac{1}{2}$ d'oxigène. Cet acide forme un nouveau groupe de sels: nous en devons la découverte à M. Dulong. Le soufre forme un acide semblable.

Pour former son poids atomistique, nous prendrons 2 atomes de phosphore,

pesant.	3,92310
1 atome $\frac{1}{2}$ d'oxigène.	1,50
	5,42310.

Tous ces sels sont très solubles. Quand on les chauffe, ils donnent de l'hydrogène phosphoré; et ici, l'hydrogène est fourni par l'eau; il se précipite du phosphore. En effet, le résultat de cette décomposition est un phosphate; et comme l'acide

renferme 2 atomes de phosphore, il s'en trouve un atome en excès, pour former l'acide phosphorique; et puisque nous n'avons que le 1 $\frac{1}{2}$ atome d'oxigène, il nous en faudrait encore un atome pour former le phosphate avec la moitié du phosphore. Cet atome nous est fourni par la portion de phosphore qui se sépare.

En raison de ce que l'acide hypophosphoreux n'est pas saturé d'oxigène, il peut en prendre aux autres corps qui le cèdent facilement. Les hypophosphites jetés sur des charbons incandescens, donnent une belle flamme jaune.

Quand on les expose à l'air, à l'état de dissolution, ils absorbent l'oxigène, et se changent en phosphates, et peuvent même passer à l'état de sels acides.

Le plus remarquable de ces hypophosphites, est celui de baryte. Quand on jette du phosphure de barium dans l'eau, ce liquide se décompose, en donnant du gaz hydrogène phosphoré qui brûle à l'air, et il se produit en même temps un hypophosphite. Avec ce dernier sel en dissolution, on obtient l'acide hypophosphoreux pur,

au moyen de l'acide sulfurique; car celui-ci forme avec la baryte un sel insoluble dans l'eau et dans les acides, tandis qne l'acide hypophosphoreux est soluble. Ce sel cristallise en prismes rhomboïdaux allongés.

Je passe à l'acide que M. Dulong a désigné sous le nom d'acide phosphatique, et que l'on obtient par la combustion lente du phosphore dans l'air, où il se présente en produisant des vapeurs pesantes qui tombent. En examinant cet acide, on trouve que sa composition est différente des précédens; ce n'est ni de l'acide phosphorique ni de l'acide phosphoreux, mais bien, à ce qu'il semble, un composé de ces deux acides. Comme cet acide se reproduit toujours dans les mêmes circonstances, M. Dulong a cru devoir lui donner un nom distinctif. Cet acide ne forme pas de sels particuliers; car lorsqu'on les fait cristalliser, on obtient séparément un phosphite et un phosphate; de manière que si l'on suppose avoir une combinaison à l'état liquide, on voit la séparation s'opérer lorsque l'on fait cristalliser. On peut même s'en assurer facile-

ment d'une autre manière : en prenant, comme l'a fait M. Dulong, ce même acide phosphatique, et le saturant avec la baryte, on obtient un phosphate insoluble et un liquide qui ne contient que peu de phosphate, mais qui, par l'évaporation, arrive à un état analogue à celui que l'on obtient avec l'acide phosphoreux et la baryte.

Il faut donc admettre que l'acide phosphatique ne forme pas réellement de combinaisons particulières : ce sont au moins des combinaisons formées de phosphites et de phosphates, qu'on peut parvenir à séparer.

Nous allons nous occuper d'un autre genre de sels qui se place à côté des phosphates par son analogie; je veux dire les arseniates.

L'acide arsenique contient, comme l'acide phosphorique, un atome d'arsenic et deux $\frac{1}{2}$ d'oxigène.

1 atome d'arsenic, pesant.	4,70042
2 atomes $\frac{1}{2}$ d'oxigène, pesant. . .	2,50
	7,20042.

Les caractères des arseniates sont faciles à distinguer. Comme les phosphates, quand on y verse

un acide, il n'y a ni effervescence ni dégagement de vapeur; chauffés au rouge, ceux dont les oxides se décomposent donnent de l'oxigène et de l'acide arsenieux.

Voici un caractère tout-à-fait particulier aux sels formés par les acides de l'arsenic. Qu'on prenne un arseniate quelconque, qu'on le mêle avec du charbon et de l'acide borique (cet acide sert à rendre les caractères plus frappans), et qu'on porte la température au-dessous du rouge: l'acide borique sature une portion de la base, et l'on obtient de l'arsenic qu'on peut reconnaître en le plaçant sur des charbons aux vapeurs blanches qu'il répand, qui ne sont autre chose que de l'acide arsenieux dont l'odeur est désagréable et si facile à reconnaître.

Si l'on prend un arseniate, celui de plomb, par exemple, qu'on peut se procurer facilement, puisque tous les arseniates peuvent être transformés en arseniates de plomb; si, dis-je, on prend ce sel, qu'on le mêle avec du charbon, qu'on l'expose à la flamme du chalumeau, l'arseniate est réduit à l'état d'arseniure, qui, placé sur des

charbons, donne aussi des vapeurs blanches, et le plomb se sépare tout-à-fait pur. Ces opérations en petit sont très commodes, car on peut les multiplier facilement.

On peut transformer tous les arseniates en arseniate de plomb : les arseniates solubles, en y versant un sel de plomb soluble; les arseniates insolubles, en les faisant dissoudre dans de l'acide nitrique et y versant du nitrate de plomb ; l'arseniate de plomb se forme et se précipite, parce qu'il demande plus d'acide pour être dissous.

Ces caractères sont suffisans ; cependant je vais en indiquer un autre comme complément. Si l'on verse dans un arseniate soluble, ou rendu soluble par l'acide nitrique, du nitrate d'argent, on a un précipité brun qui ne se présente qu'avec ces deux corps. Si j'ajoute de l'acide nitrique, on dissout ce précipité, que l'on peut faire ensuite reparaître avec un peu d'ammoniaque.

Les arseniates sont presque tous insolubles dans l'eau à l'état neutre, mais ils sont solubles dans un excès d'acide. Pour rendre l'histoire de ces sels facile, je vous présenterai une observation

importante. L'acide arsenique étant composé de la même manière que l'acide phosphorique, doit présenter des sels composés atomiquement de la même manière, et qui auront des formes semblables; en sorte qu'à part des différences dans la solubilité, les propriétés les plus remarquables seront communes aux arseniates et aux phosphates, en sorte que si tel phosphate cristallise de telle manière, l'arseniate qui lui correspond par sa composition cristallisera de même; si un phosphate prend de l'eau, l'arseniate qui a les mêmes proportions en prendra également : nous trouverons toujours mêmes proportions et même forme. C'est là une observation fort importante, d'autant plus qu'elle n'est pas particulière aux arseniates et aux phosphates, mais qu'elle s'étend aussi à tous les sels qui ont une composition atomique semblable.

Passons maintenant aux espèces. Le premier sel que nous examinerons est *l'arseniate de potasse*, qui est formé d'un atome d'acide et un de base; ce sel est incristallisable, déliquescent. On l'obtient en combinant l'acide arsenique et

la potasse, ou bien en faisant bouillir de la potasse très concentrée avec de l'acide arsenieux. Par ce dernier moyen on dégage de l'hydrogène, et l'acide arsenieux devient acide arsenique.

Le *bi-arseniate de potasse* est formé d'un atome de base, deux atomes d'acide et deux atomes d'eau. Il cristallise en prismes à quatre pans, terminés par des pyramides à quatre faces, de même que le phosphate de potasse.

L'*arseniate de soude* doit être un peu basique pour bien cristalliser, et il prend la forme d'un prisme hexaèdre régulier de même forme que celui du phosphate de soude. On a mesuré les angles, et l'on n'a trouvé aucune différence. Il y a des cas où les formes sont seulement du même système. La composition est la même que celle du phosphate correspondant. Si l'on combine ce sel avec une certaine quantité d'acide, il prend une forme différente, qui est précisement celle du bi-phosphate. Cette analogie se soutient partout entre ces deux genres.

Cette analogie, qui se soutient constamment entre les sels du même système atomique, détruit

l'opinion adoptée par Haüy, que la même forme indique la même nature, et des formes différentes une nature différente dans les corps; nous connaissons même maintenant, d'après les observations intéressantes de M. Mitscherlich, des corps qui offrent deux systèmes de cristallisation différens : le soufre est dans ce cas.

L'ammoniaque forme aussi avec l'acide arsenique des composés analogues à ceux que forme l'acide phosphorique; il donne aussi un biarseniate, formé d'un atome d'acide, deux de base et deux d'eau, comme l'acide phosphorique. Ce sel se décompose par la chaleur; une portion d'ammoniaque se dégage; mais la partie qui est retenue agit sur l'oxigène de l'acide arsenique : il en résulte dégagement d'azote et d'acide arsenieux, et formation d'eau. Ces expériences ont quelque intérêt, car c'est d'après elles que Scheele avait entrevu la composition de l'ammoniaque.

Ces divers arseniates peuvent être décomposés par les doubles échanges, par la baryte, la chaux ou la stontiane. On obtient un précipité blanc,

renfermant un atome d'acide, un atome de base et deux atomes d'eau; ce précipité peut ensuite disparaître dans un excès d'acide. On obtient des résultats analogues avec de l'acide phosphorique.

La chaux forme aussi, avec l'acide arsenique, un arseniate et un bi-arseniate.

La magnésie donne lieu à un arseniate neutre insoluble et à un bi-arseniate soluble : il y a aussi un $\frac{4}{5}$ arseniate.

Le protoxide de fer donne naissance à un arseniate neutre qui est blanc; exposé à l'air, il s'altère en prenant une nuance d'un vert sale, et se transformant en deux sels : un arseniate acide, et un arseniate basique de peroxide.

Si nous admettons que l'oxidation produit un oxide intermédiaire, nous dirons que c'est un arseniate d'oxidule basique qui se combine avec un perarseniate.

L'arseniate de fer au maximum se présente souvent dans les opérations des laboratoires, car un grand nombre de minéraux contiennent de l'arsenic; on le fait passer à l'état d'acide arse-

nique que l'on sépare au moyen du fer qui existe dans le minéral, ou que l'on ajoute dans la dissolution.

Si l'on traite ces sels par un excès de base, on les rend basiques et l'on forme un sous-sel de couleur différente.

IMPRIMERIE DE HUZARD-COURCIER,
rue du Jardinet, n° 12.

COURS DE CHIMIE.

SOMMAIRE.

Des SULFATES. — Leur composition. — Action de la chaleur, de l'eau, des acides, du charbon. — Moyens de les reconnaître. — Sulfate de potasse.—Bi-sulfate. — Sulfate de soude. — Loi de sa solubilité. — Singulière propriété de sa dissolution saturée. — Sulfate d'ammoniaque. — Bi-sulfate. — Sulfate de baryte. — Sulfate de strontiane.

Dans cette séance, nous allons nous occuper des combinaisons de l'acide sulfurique avec les bases.

Ce genre de sels est très important, à cause du grand nombre d'espèces que l'on trouve dans la nature, ou que l'on emploie dans les arts; aussi nous étendrons-nous beaucoup sur ce sujet.

Le poids de l'atome d'acide sulfurique est de 5,01165, duquel il faut déduire 1 pour l'atome d'oxigène; nous admettons que l'acide sulfurique est formé de 1 atome de soufre et de 3 d'oxigène.

L'acide sulfurique forme des sels neutres dans lesquels l'oxigène de la base est le $\frac{1}{3}$ de celui de l'acide. Il existe quelques bi-sels et un certain nombre de sels basiques, dans lesquels la base est un multiple par 3 et par 6, rarement par 2, de la proportion du sel neutre.

Les sulfates ne donnent avec aucun acide, à la température ordinaire, ni effervescence, ni dégagement de vapeur. Nous avons déjà noté ce fait, en parlant précédemment des phosphates, tandis que l'acide sulfurique, dans les mêmes circonstances, déplace un grand nombre d'acides de leurs combinaisons.

A une température élevée, l'acide sulfurique peut être chassé, au contraire, par l'acide borique, qui est entièrement fixe, et par les acides phosphorique et arsenique, qui donnent des sels

qui résistent en général à un assez grand degre de chaleur.

Exposés à l'action de la chaleur, tous les sulfates sont décomposés, excepté ceux de potasse, de soude, de baryte, de strontiane, de lithine, de chaux, de magnésie et de plomb.

Tous les autres donnent, à une chaleur rouge, de l'acide sulfureux et de l'oxigène, ordinairement dans le rapport de 2 volumes de gaz sulfureux et 1 d'oxigène; cependant quelquefois l'oxigène est en moindre proportion, parce qu'une partie sert à faire passer l'oxide du sel à un degré supérieur d'oxidation.

Quand les sulfates ne contiennent pas d'eau, ils donnent en outre souvent une portion d'acide sulfurique anhydre; le sulfate de fer est particulièrement dans ce cas, comme nous le verrons en parlant de ce sel.

L'hydrogène enlève l'oxigène aux sulfates, à une haute température, et les fait passer à l'état de sulfures.

Le bore et le phosphore se transforment en

acides qui, étant fixes et formant des sels indécomposables par la chaleur, doivent nécessairement se former.

Tous les sulfates, même ceux que la chaleur ne décompose pas, sont décomposés par le charbon. A une température élevée, l'acide et l'oxide sont décomposés, et il se forme presque toujours un sulfure, mais dont les caractères ne sont pas si facilement reconnaissables que ceux qui sont formés par les oxides alcalins : ainsi le sulfate de fer, par exemple, donnerait un sulfure qu'il faudrait soumettre à l'action de quelques agens pour le reconnaître, parce qu'il est insoluble dans l'eau et ne donne pas d'odeur avec ce liquide.

Au contraire, les sulfures de métaux alcalins se dissolvent dans l'eau et dégagent par l'eau, ou seulement par l'air humide, l'odeur d'hydrogène sulfuré, et peuvent noircir l'argent par leur simple contact.

Quand on veut reconnaître un sulfate autre que ceux à base d'alcalis, il faut le mêler avec du carbonate de potasse et du charbon et chauf-

fer : le soufre, mis à nu par l'action du charbon, se combine avec la potasse et donne un sulfure que l'on reconnaît très aisément. C'est ainsi que l'on opérerait avec du sulfate de fer, que nous prenions tout à l'heure comme exemple.

Quand on verse un sel de baryte dans un sulfate soluble, il se forme un précipité blanc très pesant, insoluble dans l'eau, les acides et les alcalis. Ce sel est important, à cause de sa grande insolubilité, parce que, dans les analyses chimiques, on peut le former pour séparer la baryte ou l'acide sulfurique qui existent dans une dissolution.

Si le sulfate sur lequel on opère est insoluble, il faut, pour le rendre soluble, le traiter par le carbonate de potasse ou de soude, qui échange avec lui son acide et sa base. Ainsi, si l'on me donne du sulfate de baryte ou de strontiane, je les ferai bouillir pendant deux heures environ, avec une dissolution de 5 à 6 fois leur poids de carbonate de potasse ou de soude; il se fera un double échange et j'obtiendrai du sulfate de po-

tasse ou de soude, et du carbonate de baryte ou de strontiane.

M. Dulong, qui a observé avec soin ce genre de décomposition, a bien vu que les sels insolubles sont décomposés par une ébullition assez long-temps prolongée par les sels solubles. C'est un moyen qu'on peut appliquer avec beaucoup d'avantages, dans un grand nombre de circonstances.

En Minéralogie, on opère habituellement sur de très petites quantités de matières. Pour reconnaître un sulfate, on le place sur un charbon avec du sel de soude, et l'on dirige sur le mélange la flamme de réduction du chalumeau : le charbon décompose l'acide sulfurique, et la soude se combine avec le soufre et forme un sulfure qui reste en bouton sur le charbon : on enlève ce bouton, que l'on essuie, et on le place sur une lame d'argent bien polie, avec une goutte d'eau. L'argent noircit avec la plus grande facilité, par le contact du soufre ou de l'hydrogène sulfuré; aussitôt qu'il est touché par le bouton de sulfure

de soude, il noircit et décèle la présence du soufre.

Nous allons examiner maintenant les sulfates en particulier, et nous nous arrêterons particulièrement à l'étude de ceux qui sont employés.

La potasse se combine en deux proportions avec l'acide sulfurique.

Le sulfate neutre est représenté atomiquement par

Un atome de potasse..........	5,89916
Un atome d'acide.............	5,01165
Atome du sel.................	10,91081.

Ce sel est tout-à-fait anhydre ; on peut l'obtenir cristallisé, parce qu'il est soluble : il est sous forme de prismes à quatre ou à six pans, terminés par des pyramides à quatre ou à six faces, que l'on peut quelquefois isoler, et qu'il serait facile de nourrir par le procédé que nous avons indiqué précédemment; mais le plus souvent la cristallisation a lieu en masse, on n'a que des portions de pyramides qui sont séparées par des

prismes hexaèdres; quelquefois il se forme des cristaux prismatiques rhomboïdaux.

Le sulfate de potasse a une saveur salée, accompagnée d'un peu d'amertume; sa densité est 2,1; sa solubilité est faible; à la température de 12°,7, 100 parties d'eau en dissolvent 10,6 parties; à celle de 49°,1, 16,9; à 101°,5, 26,3.

Ce sulfate a une solubilité proportionnelle à la température; ainsi ce sera une ligne droite qui représentera la solubilité de ce sel, mais dans les limites où elle a été déterminée. En général, pour les sels peu solubles, et qui ont peu d'affinité pour l'eau, la solubilité est proportionnelle à la température de 0° à 100°; mais pour les sels qui fondent facilement, cette solubilité croît d'une manière si rapide, qu'elle est infinie au point où le sel se fond.

Ce sulfate présente le phénomène de la décrépitation; chauffé au rouge, il ne se décompose pas et ne se fond qu'à la chaleur blanche; à l'air, il n'éprouve aucune altération.

Ce sel peut se combiner avec une nouvelle

dose d'acide sulfurique, pour former un bi-sulfate. On obtient ce bi-sulfate dans les laboratoires, en prenant 2 parties bien égales d'acide sulfurique; on neutralise l'une par la potasse et l'on a le sel neutre, puis l'on ajoute l'autre partie et l'on a le bi-sel.

Ce sel cristallise sous forme prismatique; il a une saveur acide, mais moins caractérisée que si l'acide était libre. Il est plus soluble, il est aussi beaucoup plus fusible que le sulfate neutre et se fond dans une cornue de verre long-temps avant la chaleur rouge, et par le refroidissement, il se prend en masse opaque. Si on l'expose à la chaleur rouge, il est décomposé et ramené à l'état neutre, et il se dégage de l'acide sulfurique et de l'oxigène dans le rapport de 2 à 1, et l'on obtient en même temps ce qu'on nomme *acide sulfurique anhydre;* il s'en produit des quantités notables qu'on peut recueillir. Le bi-sulfate de potasse est employé pour quelques analyses minérales. On s'en sert aussi pour obtenir le vinaigre, en distillant ce sel avec l'acétate.

Le sulfate de soude est formé de

Un atome de soude............	3,90890
Un atome d'acide...............	5,01165
Dix atomes d'eau...............	8,92055.

Il peut contenir d'autres quantités d'eau ; sa forme cristalline dérive d'un prisme droit rhomboïdal. Ces prismes se groupent les uns à côté des autres; et l'on obtient aussi quelquefois des cristaux de la grosseur du bras, cannelés et irréguliers. La saveur de ce sel est fraîche en raison de la quantité d'eau, mais un peu amère. Ce sel est soluble dans l'eau, mais il présente une irrégularité singulière; car sa solubilité va croissant jusqu'à un certain point, et diminue ensuite ; à 0°, 100 parties d'eau peuvent en dissoudre 12,2; à 17°,9, elles en dissolvent 48,3 parties ; à 30°,7, 215,8 parties ; à 30,7, 322,1 parties ; à 33°,90, la solubilité n'est plus que de 312,10; à 50°,4, la solubilité descend à 262,3 ; à 103°,2, elle n'est plus que de 208,50. On voit donc que cette solubilité croît jusqu'à 33°, et qu'après ce terme, elle diminue.

L'acide sélénique, qui a la même composition atomique que l'acide sulfurique, forme un sulfate qui a aussi un point *maximum* de solubilité. Ainsi, quand les corps sont composés atomiquement de la même manière, ils présentent un ensemble de propriétés analogues.

Le sulfate de soude présente une autre singularité. Parmi tous les sels, c'est celui dont l'inertie des molécules est la plus grande; j'entends par inertie, la résistance au changement. Si je prends une dissolution saturée de ce sel, à 33° de température, je puis ensuite abaisser sa température jusqu'à zéro, sans qu'il se dépose rien; mais voici les circonstances où il faut la placer: elle doit être renfermée dans un espace vide, ce qui est facile en prenant un tube effilé dans lequel on place la dissolution de sel; on fait bouillir légèrement pour chasser l'air, et l'on ferme à la lampe: avec cette précaution, on l'empêche de cristalliser.

On peut obtenir le même résultat en le plaçant dans un vase et le recouvrant d'une couche

d'huile; mais il suffit de plonger un tube de verre ou de jeter un cristal du sel dans la liqueur pour déterminer la cristallisation.

Le sulfate de soude, contenant une grande quantité d'eau, présente la fusion aqueuse et se dessèche, et se fond ensuite si on le porte à la chaleur blanche; il perd tout-à-fait son eau à l'air par l'efflorescence.

Si l'on fait cristalliser ce sel à une température supérieure à celle à laquelle on opère ordinairement, même à 33°, on obtient un sel anhydre : il n'est pas même nécessaire d'aller jusqu'à 100°; car alors il cristallise bien, mais avec une forme différente.

Le sulfate d'ammoniaque est formé d'un atome d'ammoniaque, un atome d'acide et un atome d'eau : il cristallise sous forme prismatique. Ce sel a une saveur piquante. La base donne ici une saveur particulière, qu'elle porte dans la plupart de ses combinaisons. C'est un caractère particulier; ce sel est très soluble, se fond facilement par la chaleur; si l'on porte la température plus haut,

le sel se décompose : il se dégage d'abord une portion d'ammoniaque, le sulfate devient acide ; ensuite il se forme de l'eau au moyen de l'hydrogène de l'ammoniaque et de l'oxigène de l'acide, et l'on obtient du sulfate acide d'ammoniaque qui se sublime. On explique facilement ces résultats en faisant attention à la nature de l'acide et de l'ammoniaque. Il peut se former de l'eau par la combinaison de l'hydrogène de l'ammoniaque et de l'oxigène de l'acide; l'azote se dégage.

Nous avons un bi-sulfate d'ammoniaque, mais il est peu important.

Le sulfate de baryte est un sel tout-à-fait insoluble, qu'on obtient immédiatement en versant de la baryte dans l'acide sulfurique; il se forme un précipité abondant : on ne l'obtient qu'en poudre, mais on le trouve cristallisé dans la nature. Les angles de ses cristaux ont 101°,32, 78°,28; sa densité est de 4,3. On le désigne par le nom de spath pesant, parce qu'il se divise en lames. Haüy a remarqué que ce sel jouit de la réfraction double; il est insoluble dans l'eau et

dans les acides : il se fond à une température élevée, et donne une matière opaque. Il paraît que le sulfate de baryte contient souvent du sulfate de strontiane.

Aucune base ne peut enlever l'acide sulfurique à la baryte ; et cela se conçoit, puisque ce sel est insoluble dans l'eau et dans les dissolutions alcalines et acides.

Quand on analyse un sulfate par la baryte, il se forme un sulfate de baryte insoluble, que l'on pèse pour avoir le poids de l'acide sulfurique qui était contenu dans ce sel.

Le sulfate de baryte calciné avec du charbon passe à l'état de sulfure.

Le sulfate de baryte contient :

Un atome de baryte............	9,5688
Un atome d'acide sulfurique.....	5,0165
Atome du sel....................	14,5853

Le sulfate de strontiane a beaucoup d'analogie avec le sulfate de baryte; celui que l'on ren-

contre dans la nature est souvent mêlé avec beaucoup de sulfate de chaux.

Le sulfate de strontiane est formé de

Un atome de strontiane........	6,47285
Un atome d'acide...............	5,01165
Atome du sel.....................	11,48450.

Le sulfate que l'on trouve dans la nature cristallise en prismes droits à base rhombe, dont les angles sont 104°,48 et 75°,12; il a le même système cristallin que le sulfate de baryte.

Quoique l'eau exerce peu d'action sur ce sel, il y est cependant sensiblement soluble; aussi quand on étend de beaucoup d'eau une dissolution d'un sel de strontiane, et que l'on y verse de l'acide sulfurique ou un sulfate, il ne se fait pas de précipité, ou quand on a opéré sur une dissolution un peu plus concentrée, le léger précipité qui se fait se dissout en ajoutant de l'eau. Le sulfate de baryte, au contraire, est tellement insoluble, que les dissolutions qui contiennent cette base sont toujours précipitées par l'acide sulfu-

rique, quelque étendues qu'elles soient; aussi quand on verse un sel de baryte dans une eau contenant du sulfate de strontiane, il se forme un précipité de sulfate de baryte.

L'acide sulfurique concentré dissout à chaud un peu de sulfate de strontiane; la liqueur donne des cristaux aiguillés par le refroidissement; c'est un bi-sulfate.

Nous continuerons dans la prochaine séance à nous occuper des sulfates.

IMPRIMERIE DE HUZARD-COURCIER,
rue du Jardinet, n° 12.

COURS DE CHIMIE.

SOMMAIRE.

Fin de l'action de l'eau sur le sulfate de soude. — Sulfate de chaux hydraté. — Plâtre. — Stuc. — Albâtre. — Emploi du sulfate de chaux comme engrais et pour l'apprêt des étoffes. — Sulfate de chaux anhydre. — Sulfate de chaux et de soude. — Sulfate de magnésie. — Action de l'alcool pour changer sa forme de cristallisation. — Sulfate d'alumine. — Alun de potasse. — Alun basique. — Pyrophore. — Alun de soude. — Alun cubique. — Préparation de l'alun dans les arts, à Rome et à Beauvais. — Alun d'ammoniaque.

Dans ma dernière séance, j'ai parlé de quelques phénomènes que présente le sulfate de soude, par la cristallisation et l'inertie de ses molécules. Nous avons vu que, si l'on place une dissolution de sulfate de soude préparée à 33° de tempéra-

ture, point maximum de solubilité, dans un tube long et que l'on porte à l'ébullition, afin de chasser l'air, puis que l'on ferme le tube à la lampe, on peut après laisser refroidir le liquide, sans que rien se dépose; que l'on peut même l'agiter sans que cela produise rien, quoique, dans quelques sels, l'agitation détermine la cristallisation : car, en général, quand une dissolution est en repos, elle peut demeurer long-temps sans changer d'état; mais le plus léger mouvement ou l'introduction d'un corps étranger, suffit pour produire la cristallisation. A l'égard du sulfate de soude, l'agitation ne produit rien; mais aussitôt que l'on introduit de l'air, le sel se prend en masse, et l'eau-mère surnage. Dans le moment où cette cristallisation s'opère, le tube s'échauffe, et cela se conçoit : car le liquide, en passant brusquement à l'état solide, rend libre une portion de chaleur latente dans le liquide. On peut apercevoir les lames cristallines gagner peu à peu le fond, et le liquide finir par se prendre en masse.

C'est le sel qui présente ce phénomène au plus

haut degré ; d'autres l'offrent aussi, mais à un degré plus faible. On ne connaît pas la cause de ce phénomène remarquable, dont la pression de l'air ne peut rendre compte ; car on peut comprimer la dissolution par cinq ou six atmosphères sans la faire cristalliser. Les corps présentent en général une certaine inertie dans les molécules, en sorte que quand elles ont pris un certain arrangement, si elles doivent se réunir pour former un cristal, il faut qu'elles changent de position. Il y a donc une force nécessaire pour vaincre la résistance que les molécules opposent.

Nous reprenons l'histoire des sulfates, que nous avons commencée dans la dernière séance.

Nous en sommes restés au sulfate de chaux : ce sel est connu sous le nom de pierre à plâtre ; en France il porte aussi le nom de sélénite.

Il est formé d'un atome de chaux dont le poids est de 3,56090

Un atome d'acide. 5,01165

8,57255.

Ce sel se présente à différens états : celui dont nous allons parler constitue le sulfate de chaux ordinaire ; il est hydraté ; il contient exactement deux proportions d'eau.

Il cristallise sous forme d'un prisme droit dont les faces sont perpendiculaires au plan horizontal, dont la base est un parallélogramme obliquangle ; on le trouve aussi sous d'autres formes. Ce cristal, désigné par le nom de spath calcaire, se divise en lames qui ont la forme dont je viens de parler, et dont les faces sont inclinées l'une par rapport à l'autre, de 113° 5′ et 66° 5′.

Sa densité est de 2,264 ; c'est un corps tendre qu'on peut rayer avec l'ongle, ce qui fait qu'il ne peut servir pour les constructions. Les objets de luxe pour lesquels on l'emploie sont exposés à être rayés facilement.

Ce sel est peu soluble ; 100 parties d'eau en dissolvent seulement 0,23, c'est-à-dire qu'il faut 433 parties d'eau pour en dissoudre une de ce sulfate : cependant il forme ce qu'on appelle des

eaux séléniteuses ou eaux crues, comme celles des puits de Paris. Il est insoluble dans l'alcool et les acides. Quand donc on voudra se servir d'eau dans les analyses, et ne pas dissoudre le sulfate, il suffira d'ajouter à l'eau un peu d'alcool : on forme ainsi un liquide qui ne peut dissoudre ce sel. Sans cette précaution, l'eau entraînerait quelques parties de sulfate, et l'analyse serait inexacte.

Les lames transparentes que forme le sulfate de chaux, jetées sur des charbons incandescens, deviennent opaques ; elles décrépitent et prennent un volume plus considérable, en se détachant en couches extrêmement minces, mais sans consistance. Ce phénomène se produit à une température d'environ 130°. Dans cet état, il est anhydre et a acquis quelques propriétés particulières. Il est connu dans les arts sous le nom de plâtre cuit ou calciné, que l'on donne aussi à un sulfate de chaux mêlé de beaucoup de carbonate de chaux qui provient de la calcination de la pierre à plâtre, et qui a beaucoup plus de solidité que le plâtre pur.

On voit que dans ce sulfate l'eau remplit le vide qui se trouve entre les molécules : si on la lui fait perdre, on sent qu'il doit en être avide ; aussi la reprend-il peu à peu quand on le laisse exposé à l'air, ou qu'on le place dans l'eau. Il ne reprend pas la même forme qu'avant, mais, sous le rapport chimique, il devient exactement le même, et les molécules s'agrègent et présentent une matière d'une certaine consistance, connue sous le nom de *plâtre gâché*.

Le plâtre ordinaire est une matière qui pourrait être aussi pure que celle que nous faisons dans les laboratoires, mais elle renferme des substances qui ajoutent à ses qualités. Ce plâtre mis dans l'eau se prend en masse solide.

Exposé à une chaleur blanche, le sulfate de chaux se fond sans se décomposer, et donne une espèce d'émail ; présenté au chalumeau, il ne se fond qu'autant qu'on dirige le feu sur les parties latérales dont les surfaces sont moins unies que les parties planes du cristal.

Le sulfate de chaux se trouve dans la nature,

à l'état anhydre, mais avec des formes et des propriétés différentes; on le connaît sous le nom de *sulfate anhydre* ou *Karstenite*. Il se présente sous forme d'un prisme droit dont la base est un parallélogramme rectangle qui diffère peu du cube. Il est plus dur que le sulfate de chaux; il peut rayer le marbre : ainsi nous voyons que l'absence de l'eau détermine un changement de forme et de consistance; ce qui ne doit pas étonner, car l'eau joue un rôle important dans les composés. La densité de ce sel est aussi plus grande, car elle va à 2,98.

Le sulfate de chaux hydraté est abondant dans la nature; on le trouve en masses composées de petits cristaux et formant les pierres à plâtre; celui qu'on rencontre à Montmartre contient un peu de carbonate de chaux, et dans l'opération qu'on fait subir au plâtre pour lui faire perdre son eau, la température peut être quelquefois assez élevée pour que le carbonate de chaux se décompose en totalité ou en partie, et dans ce cas, on obtiendrait un mélange de plâtre et de

chaux. Ce plâtre commun prend plus de consistance et de dureté que le plâtre pur. On a dit que cette qualité était due à la chaux mise à nu; mais cela n'est pas prouvé, parce que la température nécessaire pour enlever l'eau au sulfate hydraté est bien inférieure à celle à laquelle la chaux se produit; au reste ce mélange donne une masse plus dure que si ce sulfate était parfaitement pur. Quand il est pur, il est plus blanc, plus fin; on s'en sert pour mouler des médailles. Les moules pour les statues, etc., sont faits avec du plâtre; il faut avoir soin de les enduire d'huile, afin que le plâtre qu'on veut mouler ne s'y attache pas. Je répète que l'on admet que le plâtre a plus de consistance quand il renferme un peu de carbonate de chaux.

On connaît, sous le nom d'*albâtre*, une variété de sulfate de chaux très tendre, et se travaillant facilement, au moyen duquel on fait un grand nombre de vases, de statues, etc. Cet albâtre est très différent de l'albâtre ancien qui est du carbonate de chaux.

Le sulfate de chaux, en raison de sa solubilité, se trouve répandu dans un grand nombre d'eaux; ainsi il y a peu de pays où l'on ne trouve des eaux séléniteuses, c'est-à-dire tenant de ce sel en dissolution. Ces eaux ne sont pas dangereuses, lorsqu'on n'en fait pas un grand usage; mais elles ne sont pas propres aux usages domestiques, comme, par exemple, au savonnage, car elles forment des grumeaux avec le savon. Toutefois cela n'a lieu que pendant un certain temps; car lorsque toute la chaux s'est combinée avec l'acide oléique du savon, l'eau est devenue pure. Elle n'est pas bonne non plus pour la cuisson des légumes; elle les durcit, et nous en verrons la raison par suite.

Les eaux de puits de Paris, outre ce sel, contiennent aussi du chlorure de calcium. On décèle la présence de la chaux par un oxalate, celle de l'acide sulfurique par un sel de baryte qui donne un précipité insoluble. Les eaux de la Seine contiennent peu de sulfate de chaux; celles du canal de la Villette en contiennent davantage, moins cependant que celles des puits.

Si l'on évapore ces eaux séléniteuses, on voit bientôt s'y former de petits flocons ; on peut les goûter, on voit qu'ils sont sans saveur.

Le sulfate de chaux, sous le nom de *pierre à plâtre,* sert particulièrement aux constructions ; il est employé aussi dans l'Agriculture, non comme engrais, car les engrais sont toujours des matières animales ou végétales ; mais les végétaux, comme les animaux, ont besoin d'un certain stimulant, et c'est comme stimulant que ce sel paraît agir. Il est certain qu'en mettant du plâtre sur les prairies artificielles, la végétation devient plus active. Je vous rappelle ici ce que fit Franklin pour persuader aux Américains l'emploi du plâtre; il en répandit sur un pré dont l'herbe était encore courte, et y dessina ces mots : *effet du plâtre.* Au bout d'un certain temps, on s'aperçut que les parties qui avaient été recouvertes de plâtre avaient crû davantage; les Américains, convaincus par cette expérience, en font aujourd'hui un grand usage.

Mêlé avec de l'eau et de la gélatine, le plâtre

acquiert une grande consistance et forme ce qu'on appelle stuc. Quelquefois en formant ce stuc, on y mêle des couleurs variées, et l'on forme ainsi des marbres artificiels dont on se sert pour faire des colonnes. On reconnaît toujours ces faux marbres, car ils ne communiquent pas à la main ce froid que l'on ressent au contact du marbre naturel, ce qui indique que le stuc est moins bon conducteur du calorique; il est aussi moins dur; cependant il sert beaucoup.

On a imaginé, dans ces derniers temps, de se servir du sulfate de chaux pour apprêter les étoffes: j'indique ce moyen employé en Angleterre et encore peu connu en France. On prend pour cette opération du plâtre fin que l'on réduit en poudre, on le mêle ensuite avec de l'eau et de la gomme, puis on l'applique sur les étoffes, qui acquièrent par là plus de corps. J'ai vu de ces apprêts qui n'avaient pas encore été employés en France. Cette préparation serait préférable à celle que l'on fait par l'amidon, car celle-ci est plus coûteuse.

Quand du plâtre a été exposé à l'air, on dit qu'il s'est éventé : cela veut dire qu'il a repris de l'humidité. En effet, on sent qu'étant anhydre, il doit avoir de l'affinité pour l'eau, mais on peut toujours le rétablir en le faisant cuire de nouveau. Son affinité pour l'eau est telle, qu'en le plaçant sous la machine pneumatique, il dépouille entièrement l'air de son humidité.

Ce sel peut se combiner avec le sulfate de soude pour former la *Glaubérite*, que l'on trouve dans la nature. Cette combinaison a lieu à parties égales ; elle est anhydre. On en rencontre en Espagne, à Villa Rubia. La glaubérite éprouve une altération à l'air, devient opaque et absorbe l'humidité.

Le sulfate de magnésie est connu depuis long-temps sous le nom de sel d'Epson, nom d'un lieu en Angleterre d'où on l'a tiré pendant long-temps ; on le connaît aussi en pharmacie sous le nom de sel de Sedlitz. Il est formé d'un atome de magnésie, pesant 2,58355

Report.	2,58353
Un atome d'acide sulfurique, plus trois atomes d'eau..	5,01165
Atome de sel.	7,59518.

Ce sel cristallise en prismes droits à base carrée; il est ordinairement terminé par une pyramide à quatre faces, ou bien par un biseau à la face supérieure et à la face inférieure, mais placés en sens inverse l'un de l'autre.

La saveur de ce sel est légèrement amère, cependant elle n'est pas assez désagréable pour qu'on ne puisse l'employer en pharmacie. En raison de la quantité d'eau qu'il renferme, ce sel éprouve la fusion aqueuse, puis se dessèche, et peut ensuite éprouver la fusion ignée sans se décomposer. Il est soluble dans l'eau. A 14°,6, 100 parties d'eau dissolvent 103,7 de ce sel; à 40°,1, elles en dissolvent 212°, et à 97°,12, elles en dissolvent 644,4 parties. On voit donc que sa solubilité augmente avec la température.

Parmi les sulfates que nous venons d'exa-

miner, le sulfate de magnésie est le premier qui ne donne pas de sulfure quand on le calcine avec du charbon; il donne dans ce cas de la magnésie et du soufre; mais si l'on place du sulfate de magnésie dans un creuset brasqué et qu'on l'expose à une haute température, on obtient bien de la magnésie, mais seulement 2,786, et l'on obtient en même temps 2,14 de sulfure de magnésium, mais sans proportion. On trouve ce sel dans les eaux minérales, à Epsa en Angleterre, à Sedlitz; on l'en retire par l'évaporation.

A Manchester, en Angleterre, on l'obtient en traitant par l'acide sulfurique des pierres qui contiennent beaucoup de carbonate de magnésie. L'eau de la mer contient 464 millimes de ce sel: ainsi l'on conçoit qu'on en peut trouver des quantités considérables dans certains sels tirés des eaux de la mer, surtout dans ceux provenant des dernières évaporations des mêmes eaux. On a vu des sels qui en contenaient jusqu'à 8 centièmes. Ce sont particulièrement des sels de Portugal.

Les sels venant des côtes de France en contiennent moins.

Le sulfate de magnésie présente un résultat singulier que M. Mittscherlich vient de remarquer. En faisant chauffer lentement des cristaux de sulfate de magnésie dans l'alcool, et le portant jusqu'à l'ébullition, ce sel devient opaque, puis si l'on brise le cristal on s'aperçoit qu'il se divise en cristaux d'une forme différente de celle du cristal principal, c'est-à-dire que, sous l'influence de la chaleur, les molécules du sulfate de magnésie se sont arrangées d'une autre manière. M. Mittscherlich a cité d'autres sels qui sont dans le même cas.

Pour généraliser ce résultat, on peut dire qu'un corps à l'état solide, placé dans des circonstances différentes, peut prendre des formes différentes, sans passer par la liquidité. On connaissait déjà des corps qui présentaient ce phénomène : le sucre d'orge, par exemple, devient opaque quand il demeure exposé à l'air.

Le sulfate de magnésie et en général les sels

de magnésie, peuvent se joindre à d'autres sels pour former des composés doubles; avec la soude, d'atome à atome et six atomes d'eau ; avec le sulfate d'ammoniaque, encore d'atome à atome, et huit atomes d'eau. Ces sels ne sont pas employés.

Nous passons à un sel important par son emploi et ses formes, je veux dire au sulfate d'alumine. On peut former ce sel immédiatement avec l'alumine pure et l'acide sulfurique.

Un atome d'acide.	5,01165
Un d'alumine.	2,14111
	7,15276.

Il renferme six atomes d'eau ; c'est là le sulfate que nous regardons comme neutre, quoiqu'il ait une réaction acide. Il cristallise, mais avec des formes peu déterminées, en petites lames nacrées.

Sa saveur est douceâtre, et paraît sucrée, mais elle est ensuite astringente. Sa solubilité est assez grande ; à la température ordinaire, l'eau en

prend la moitié de son poids. Exposé à la chaleur du rouge blanc, il se décompose complètement. On obtient de l'acide sulfureux, un peu d'acide sulfurique qui se dégage sans être décomposé, du gaz oxigène, et l'alumine reste pure. On peut donc se procurer l'alumine par ce moyen; mais nous verrons cela d'une manière plus particulière avec l'alun à base d'ammoniaque.

Ce sel est susceptible de perdre une portion de son acide, pour former un sous-sel qu'on obtient en prenant une dissolution de sulfate et y versant une certaine quantité d'ammoniaqne. Celle-ci enlève les $\frac{2}{3}$ de l'acide, et il reste un sel blanc qui se précipite, et qui est $\frac{1}{3}$ sulfate d'alumine. Si on le dessèche, on trouve qu'il renferme trois atomes d'eau. Ce sel se rencontre dans la nature. On avait trouvé à Halle, en Saxe, une matière blanche que l'on avait crue être de l'alumine pure; mais on a reconnu que ce n'est qu'un sous-sel; on la trouve aussi à New-haven près Brighton, en Angleterre, sous forme de petits rognons.

Vu à la loupe, il paraît cristallisé; on l'écrase facilement. L'analyse, telle que je viens de la donner, en a été faite en Allemagne.

Le sulfate d'alumine peut se combiner avec plusieurs sels, pour former des sels doubles, connus sous le nom d'aluns. On doit comprendre sous ce nom, qui est fort ancien, plusieurs corps différens qui renferment un élément commun, et qui sont destinés au même usage.

En versant dans du sulfate d'alumine en dissolution concentrée, une dissolution aussi concentrée de sulfate de potasse (je commence par celui-ci), il se forme un précipité qui est le sel double que nous cherchons et que nous nommons alun. Ce sel, que l'on trouve dans la nature, nous offrira la composition suivante :

Un atome sulfate de potasse, égale.	10,91081
Trois atomes sulfate d'alumine . . .	21,45818
	32,36909
A cela j'ajoute 24 atomes d'eau. . .	26,99510
Atome du sel.	59,36419.

Ce nombre forme une molécule d'alun qui, comme on voit, est très compliquée; elle renferme la moitié de son poids d'eau. Ce sel cristallise d'une manière très régulière, sous forme de beaux octaèdres. C'est le sel qu'on fait cristalliser le mieux dans les laboratoires. On peut nourrir les cristaux d'après la méthode que j'ai indiquée. On peut l'obtenir en masses volumineuses qui ont jusqu'à un décimètre de côté. La saveur de ce sel est astringente; il entre dans sa composition du sulfate d'alumine qui a une réaction acide. Cette réaction se trouve conservée dans le composé double: en général, les sels composans portent leur propriété dans les composés; car il n'y a pas saturation. Ce sel est soluble dans l'eau, mais en quantité variable en raison de la température. A 5°, 100 parties d'eau en dissolvent 8,5, et à 100°, elles en prennent 133. On conçoit qu'en refroidissant, il doit s'en déposer beaucoup. Exposé à la chaleur, il éprouve la fusion aqueuse. (Toutes les fois qu'un sel contient de l'eau, il subit la fusion aqueuse, partielle ou totale.) Dans

cet état, l'alun ne se fond pas complètement. Si l'on élève la température, il se boursouffle et présente une matière poreuse, connue en pharmacie sous le nom d'alun calciné; il peut se dissoudre dans l'eau, mais il lui faut du temps. Si l'on continue de chauffer l'alun, il se décompose.

Voici le résultat de cette décomposition. Nous avons du sulfate de potasse et du sulfate d'alumine : or, le premier n'éprouve pas d'altération; mais le sulfate d'alumine peut se décomposer, et donne pour produit de l'acide sulfureux, de l'oxigène, et de l'alumine qui reste mêlée avec le sulfate de potasse. On peut ensuite séparer l'alumine : mais il ne faut pas trop chauffer; car le sulfate, en raison de son affinité pour l'alumine, se décomposerait au moins en partie. L'alun chauffé avec les corps combustibles, particulièrement avec le charbon, donne un composé connu sous le nom de *phosphore de Humbert;* produit fort remarquable, et surtout à l'époque de sa découverte. On prend de l'alun dont nous venons de parler, de l'alun à base de potasse; on le mêle

avec une matière végétale : on pourrait se servir de charbon très divisé, mais on trouve cette condition mieux remplie avec la farine, le sucre, qui, en se décomposant, laissent le charbon dans un grand état de division.

On mêle trois parties d'alun avec une partie de farine ; et comme la matière se boursouffle, si on la plaçait immédiatement dans un matras, celui-ci serait brisé ; il faut avoir soin de faire dessécher le mélange avant de l'y introduire. On obtient une masse que l'on réduit en poudre et qu'on verse dans un matras que l'on a soin de bien luter et que l'on fait repasser dans un creuset rempli de sable ; on chauffe jusqu'au rouge : l'alun se décompose ; la matière végétale agit sur l'acide sulfurique par son charbon, qui absorbe l'oxigène pour former de l'acide carbonique, et l'on obtient un sulfure. Le sulfate d'alumine se décompose parfaitement, car l'alumine n'a point d'affinité pour le soufre : l'acide sulfurique sera donc détruit, et la potasse deviendra potassium. Mais il faut remarquer que, puisque nous avons 3 atomes

de sulfate d'alumine contre 1 atome de sulfate de potasse, nous aurons 4 atomes de soufre qui pourraient être retenus par le potassium, lequel peut même former un sulfure plus compliqué; il paraît que quand on chauffe très fortement, il y a une portion de soufre qui se volatilise. Le mélange, trop ou trop peu calciné, donne un mauvais résultat. On remarque, en effet, dans le pyrophore bien fait, une combustion qui ressemble à celle du soufre : il faut arrêter l'opération quand il se produit une flamme bleue; toutefois il faut la laisser persister quelques instans. Cette flamme est produite par l'oxide de carbone qui brûle, et si l'on continuait l'opération, on chasserait l'excédant du soufre; on approche donc une bougie du col du matras, et l'on voit si le gaz s'enflamme et si la flamme persiste; on bouche ensuite le matras avec un bouchon. Le pyrophore se présente sous la forme d'une masse noire; au contact de l'air, il y a combustion.

Il s'agit de concevoir l'inflammation. Nous considérons ce corps comme formé de sulfure de

potassium contenant plusieurs atomes de soufre, et mélangé avec de l'alumine très divisée et du charbon en excès. Ce corps étant placé dans du gaz oxigène sec ou dans l'air atmosphérique sec, ne s'enflamme pas; pour qu'il prenne feu, il faut que l'air soit humide : ainsi l'eau joue un grand rôle dans ce phénomène. Qu'arrive-t-il alors? Nous avons du sulfure de potassium; on sait qu'au contact de l'air humide, il brûle facilement : voilà donc un dégagement de chaleur considérable produit. D'un autre côté, nous avons du charbon et du soufre, corps très combustibles; en sorte que ces corps et le sulfure lui-même prennent feu : il faut donc que l'inflammation ait lieu à la faveur du charbon et du soufre en excès.

On avait supposé que le corps très divisé pourrait déterminer la condensation de l'air et produire de la chaleur, en sorte que ce phénomène serait analogue à beaucoup d'autres. Mais comme l'eau est ici un corps tout-à-fait indispensable, on ne peut plus admettre que l'inflammation soit produite par la condensation de l'oxigène; cela

tient à la décomposition de l'eau. Jetez dans l'eau le pyrophore, il brûle de suite, et l'on n'a plus qu'un mélange de charbon et d'alumine.

Nous venons de parler de l'alun à base de potasse; on peut aussi avec la soude faire un alun d'une composition atomistique semblable, sauf une légère différence qui peut tenir à l'imperfection des analyses, car on a trouvé 26 atomes d'eau au lieu de 24. M. Berzelius le considère comme semblable : nous suivrons son opinion. Il est plus soluble que l'autre; 100 parties d'eau en peuvent dissoudre 110 parties à la température de 16°.

Il a la propriété de s'effleurir facilement. Comme il est plus soluble, on le purifie moins facilement, et c'est pour cela qu'on ne le trouve pas dans le commerce. On pourrait cependant en faire, car la soude revient à meilleur marché. Il renferme 26 proportions d'eau. Il existe un autre alun que l'on prépare maintenant très bien à Paris; autrefois on le tirait des États du pape, mais M. d'Arcet est parvenu à le fabriquer. Cet alun est connu

sous le nom d'alun de Rome ; il cristallise en cubes, n'est pas très transparent : il semble que l'alumine n'y soit pas en combinaison parfaite. Il était autrefois recherché pour les teintures, parce qu'il donnait des résultats qu'on ne pouvait pas obtenir avec les autres aluns : cela tenait à ce que ceux-ci renfermaient du fer ; mais à présent on ne fait plus de différence. Cependant quelques fabricans peu instruits l'emploient encore de préférence par routine ; en sorte que, pour le rendre exactement semblable, on avait imaginé de le colorer en rose comme l'alun de Rome, qui doit cette couleur à un peu d'oxide de fer qui n'y est retenu que mécaniquement. Cet alun de Rome présente une propriété singulière quand on cherche à le dissoudre : si l'on opère à froid, il se conserve ; si l'on opère à 45 ou 50°, il se décompose en donnant de l'alun octaèdre et de l'alumine qui se sépare. On pourrait le faire dans les fabriques ; car s'il doit sa qualité à l'excédant de base qu'il renferme, on peut faire mieux que celui de Rome ; car l'alun ordinaire a la propriété

de dissoudre un excédant d'alumine. Ainsi, si je prends une dissolution d'alun, que je fasse chauffer et que j'ajoute de la potasse, elle va précipiter de l'alumine; mais l'alun peut dissoudre ce précipité, en sorte que nous pouvons obtenir avec l'alun ordinaire des aluns renfermant un excédant d'alumine.

Il y a un autre alun qu'on nomme insoluble, qui se présente dans la nature, et qu'on produit involontairement dans les fabriques. On cherche à éviter sa formation, car il donne lieu à des pertes; on peut le produire en prenant de l'alun en dissolution, et y versant de l'ammoniaque ou de la potasse : une portion d'alumine est précipitée; elle est ensuite dissoute par l'alun. Si l'on fait ensuite évaporer ou qu'on laisse reposer, il se forme un dépôt qu'on peut laver sans le dissoudre, et qui a l'apparence d'une matière terreuse; il es composé comme suit :

Un atome de $\frac{1}{3}$ sulfate d'alumine;

Un atome de sulfate de potasse;

Trois proportions d'eau.

D'après cela, on peut rendre raison des phénomènes qui se présentent lorsqu'on chauffe cette matière; car à une certaine température, l'eau se dégage, et la nature du composé se trouve changée : la matière qui était tout-à-fait insoluble, une fois qu'elle a été chauffée et qu'elle a perdu son eau, devient soluble et l'on trouve de l'alumine en excès. Ce sel, comme je l'ai dit, se trouve dans la nature; c'est lui qui forme la fameuse roche de la Tolfa. Cette mine est si dure, qu'il faut l'exploiter avec la poudre ; mais elle contient des substances étrangères. Exposée à la chaleur du rouge obscur, elle perd son eau, puis s'effleurit si on l'expose à l'air, et il se forme de l'alun qu'on dissout par le lavage. En faisant évaporer, on obtient l'alun pur. On a découvert une mine de ce sel dans le Mont d'Or; mais le lieu étant peu accessible, on ne peut l'exploiter avec avantage, tandis qu'on forme facilement l'alun avec ses élémens constituans.

On peut obtenir l'alun en traitant des argiles,

qui ne sont autre chose que des mélanges de silice et d'alumine, au moyen de l'acide sulfurique.

On forme aussi de l'alun en faisant effleurir à l'air des argiles pyriteuses que l'on trouve dans la Picardie. On les abandonne au contact de l'air: le soufre se change en acide sulfurique, l'alumine prend une portion de cet acide et forme du sulfate d'alumine; en sorte qu'en lessivant au bout d'un ou deux mois de séjour à l'air, on a du sulfate de fer et du sulfate d'alumine. En faisant évaporer, on obtient une cristallisation très notable de sulfate de fer, et les eaux-mères contiennent le sulfate d'alumine, avec un peu de sulfate de fer; on traite ces eaux-mères par le sulfate de potasse ou le sulfate d'ammoniaque pour avoir l'alun.

L'alun a d'autant plus de valeur qu'il est plus pur. La manière la plus convenable de le purifier est de ne pas faire de dissolution trop concentrée. On a trouvé que si l'on a de l'alun un peu impur, qu'on en dissolve une partie et qu'on fasse cris-

talliser, on obtient un sel qui est sensiblement exempt de fer.

Remarquons, relativement à la purification de ce sel, que le fer a la même affinité pour les acides, que l'alumine; mais que quand ce métal est porté au maximum d'oxidation, il ne se dissout plus aussi facilement, en sorte qu'il s'en sépare une partie de la dissolution, et alors par la cristallisation, l'alun peut être séparé de ce qui reste.

L'alun à base d'ammoniaque a la même composition atomique que celui de potasse; il cristallise exactement de la même manière : exposé à l'action de la chaleur, il se décompose en entier, parce que les deux sulfates qui le forment par leur réunion ne peuvent résister à l'action de la chaleur. Il se dégage de l'oxigène, du gaz sulfureux, de l'ammoniaque, du sulfate acide d'ammoniaque, et il reste de l'alumine pure : c'est un moyen que j'ai indiqué depuis long-temps pour obtenir cet oxide.

On prépare souvent en fabrique de l'alun à base

d'ammoniaque, mais rarement isolé; on emploie très fréquemment pour breveter les dissolutions de sulfate d'alumine, des mélanges de sulfate de potasse et de sulfate d'ammoniaque, de sorte que les aluns du commerce sont souvent du mélange de ces deux aluns.

IMPRIMERIE DE HUZARD-COURCIER,
rue du Jardinet, n° 12.

COURS

DE CHIMIE.

SOMMAIRE.

Sulfate de glucine. — Sulfate de manganèse. — Persulfate ou sulfate rouge. — Son emploi comme réactif. — Sulfate de manganèse et de potasse, et de manganèse et d'ammoniaque du même système cristallin que l'alun. — Sulfate de zinc. — Sa préparation dans les arts par le grillage du sulfure. — Purification du sulfate de zinc. — Sulfate d'oxidule de fer. — Préparation de l'acide sulfurique anhydre ou acide glacial du Nordhausen.—Du colcothar.—Sulfate basique. — Sulfate de deutoxide. — Sulfate de peroxide. — Sulfate basique. — Sulfate de cobalt. — Sulfates doubles de cobalt et de potasse ou de soude. — Sulfate de cuivre. — Sa préparation par divers procédés. — Sulfate basique. — Sulfate de nickel. — Sulfate double de nickel et de potasse. — Sulfate de plomb. — Sulfate basique. — Sulfate de protoxide de mercure. — Sulfate de deutoxide. — Sulfate basique ou turbith minéral. — Sulfate d'argent. — Caractères génériques des sulfites.

Il nous reste encore dans le genre des sulfates beaucoup d'espèces à examiner; mais le temps nous presse : nous les parcourrons avec rapidité.

La glucine forme avec l'acide sulfurique un sel neutre. Quand il est solide, il a une saveur douce

sucrée ; ce sel se décompose par l'action de la chaleur, et la glucine reste pure.

Le manganèse forme un sel qui, à l'état cristallin, renferme quatre atomes d'eau. (Nous entendrons toujours par sel neutre, un sel formé d'atome à atome ; il ne sera pas nécessaire de répéter cette formule : j'indiquerai seulement la quantité d'eau, qui est une chose importante.)

On peut obtenir ce sulfate de diverses manières : on peut traiter par l'acide sulfurique du carbonate de manganèse qui se dissout facilement ; mais ordinairement on se sert du protoxide de manganèse qui se dissout mal dans l'acide, en sorte qu'il faut alors enlever un atome d'excédant d'oxigène. On peut pour cela calciner, mais on ne ramène l'oxide qu'à un état intermédiaire. Si l'on fait immédiatement le mélange de l'oxide et de l'acide et qu'on chauffe, l'acide sulfurique détermine l'expulsion de l'oxigène : on obtient dans ce cas du gax oxigène qui se dégage. Scheèle, qui le premier a fait connaître les propriétés du manganèse, se servait, pour obtenir ce sel, d'une substance végétale. La substance se

décompose en s'emparant de l'oxigène; il se produit de l'oxide de carbone, et l'on a le manganèse à l'état de protoxide, pouvant se dissoudre dans l'acide sulfurique.

Le sulfate de manganèse est décomposé facilement par l'hydrogène; dans ce cas, on obtient de l'eau formée par une portion d'oxigène de l'oxide, en sorte qu'il se dégage de l'acide sulfureux, et l'oxide est réduit en partie; il se forme ce qu'on peut appeler de l'oxisulfure. Ici cet oxisulfure est formé d'un atome de protoxide de manganèse et d'un atome de sulfure. On forme avec le peroxide un sulfate qu'on ne peut pas faire cristalliser, mais dont nous parlerons, car il sert de réactif. Il faut, pour réussir, prendre l'oxide de manganèse dans un état de ténuité extrême; il faut employer celui qu'on obtient par des moyens chimiques: on le met dans de l'acide sulfurique concentré, et l'on chauffe très peu. La dissolution a une teinte rouge. En chauffant, l'oxide se combine avec l'acide sulfurique; on verse de l'eau peu à peu, et l'on obtient une dissolution d'une couleur foncée et très acide. On

ne peut pas dire qu'elle soit saturée, en sorte que c'est un sulfate de manganèse avec un grand excès d'acide. Quand on mêle avec ce sel des acides qui ne sont pas saturés d'oxigène, comme les acides nitreux, sulfureux, etc., ils passent à l'état d'acide sulfurique, nitrique, et le sel de manganèse à l'état de protoxide ; les sulfites et nitrites agissent de même.

Ce sulfate de manganèse est remarquable par la propriété qu'il a de se combiner avec le sulfate de potasse et d'ammoniaque, pour former une sorte d'alun, c'est-à-dire un sel qui cristallise sous forme octaédrique comme l'alun; mais celui-ci est coloré en violet, en raison du peroxide de manganèse. On ne peut appeler ce sel alun, car l'alun est caractérisé par la présence de l'alumine; mais l'on peut dire au moins que ce sont des substances isomorphes.

Le zinc forme avec l'acide sulfurique un sel connu dans le commerce sous le nom de vitriol blanc, qui renferme 7 proportions d'eau pour 1 d'acide et 1 de base. Il cristallise bien en prismes à base carrée, terminés par une pyramide

à quatre faces, comme le sulfate de magnésie. La comparaison de ces deux sels a montré qu'ils sont identiques quant à la forme : ainsi la magnésie et l'oxide de zinc sont des bases isomorphes. La différence n'est que dans les élémens; mais comme ce sont des bases composées atomiquement de la même manière, il en résulte des sels tout-à-fait semblables. Le sulfate de zinc a une saveur particulière; l'eau en dissout $\frac{4}{10}$ de son poids; on le fait cristalliser par une évaporation spontanée : en raison de la grande quantité d'eau qu'il renferme, il éprouve la fusion aqueuse, se dessèche, puis se décompose en donnant 2 volumes de gaz sulfureux contre 1 d'oxigène, et de l'oxide de zinc; il est inaltérable à l'air. Ce sel, exposé à une chaleur rouge avec l'hydrogène, est ramené à l'état d'oxisulfure, mais sans proportions déterminées. On trouve ordinairement ce sel dans le commerce sous formes de pains ou de masses; on le rencontre dans la nature, mais rarement. Nous allons voir comment on le purifie. Il y a plusieurs moyens d'obtenir ce sel : le plus simple est de traiter immédiatement le zinc par l'acide

sulfurique ; le zinc décompose l'eau avec facilité ; l'hydrogène se dégage, et l'on obtient le sulfate. C'est là le moyen le plus simple ; il est peu coûteux. On le prépare aussi par un autre procédé applicable à plusieurs sulfates, je veux dire par le grillage.

Quand on grille du sulfure de zinc, ce métal s'oxide, et le soufre passe en partie à l'état d'acide sulfureux qui se dégage, et en partie à l'état d'acide sulfurique ; en sorte que dans cette opération, il se produit ordinairement de l'acide sulfureux et du sulfate. Si l'on prend cette masse, qu'on la traite par l'eau, on dissout du sulfate neutre qu'on fait cristalliser. Ce sulfate contient particulièrement beaucoup de fer à l'état de protoxide que l'on ne peut séparer par cristallisation ; car le protoxide de fer peut rester en combinaison, attendu que ces deux bases ont une affinité à peu près égale pour les acides. Or, toutes les fois que les oxides neutralisent également bien les acides et forment des composés solubles, ils ne peuvent s'exclure l'un l'autre. On pourrait le faire s'ils n'étaient pas également solubles ; mais

les oxides dont nous parlons sont tous deux solubles, et par là ils agissent de même.

Mais voici une règle d'après laquelle on pourra déterminer la séparation : les diverses bases ne neutralisent pas également les acides, comme l'alumine, par exemple, dont les sels conservent une réaction acide ; en sorte que si nous prenons d'une part l'alumine, et d'autre part la magnésie aussi insoluble, mais qui neutralise parfaitement, que nous ajoutions de la magnésie au sel d'alumine qui est acide, elle va s'emparer de cet acide et formera un peu de sulfate de magnésie ; une portion d'alumine sera précipitée, et la magnésie s'emparera d'un nouvel excédant d'acide ; en sorte que, de proche en proche, la dissolution sera complète. Nous sommes sûrs, en général, de décomposer tous les sels d'alumine par la magnésie, par cela seul que celle-ci forme des sels neutres, tandis que l'alumine forme des dissolutions acides.

Je prends un autre exemple, le peroxide de fer, qui neutralise encore plus mal. Je mets de l'alumine dans une dissolution de sulfate de ce peroxide ; il va se passer la même chose que dans

l'expérience précédente : une portion de fer sera précipitée, et la décomposition continuera.

Ainsi je suppose qu'on connaît les propriétés de neutralisation des oxides : si l'on met sur une même ligne tous ceux qui neutralisent parfaitement, sur une autre ligne ceux qui neutralisent moins bien, ainsi de suite ; je donne pour principe simple qu'on peut retenir, que si l'on prend dans cette série un oxide quelconque, on sera sûr de le chasser par un oxide qui neutralisera mieux que lui.

Revenons à l'application que nous voulions faire du grillage à la purification du sulfate de zinc. Ce sel neutralise bien ; si nous suroxidons le fer par une légère calcination, il neutralisera moins bien, et l'oxide de zinc entrera en dissolution et chassera l'oxide de fer, en sorte qu'en filtrant nous aurons le sulfate de zinc. On fait usage de ce moyen dans les arts. Le sulfate de cuivre se purifie de la même manière : j'indique ceci pour ne plus y revenir.

J'ai ici du sulfate de zinc qui est blanc et paraît pur ; cependant je vais y découvrir du sulfate

de fer par le cyanoferrure de potassium qui forme un précipité bleu, et décèle ainsi la présence du fer. S'il n'y avait pas de fer dans la dissolution, le précipité serait blanc. Je ne donne pas ici tous les caractères; car, après avoir parcouru les différens corps, nous donnerons les caractères qui dépendent des bases.

Nous pouvons prendre ce même sulfate de zinc et y ajouter de l'hydrate de zinc, qui peut être pur ou impur : le liquide va devenir jaune par la présence du fer. L'action de la chaleur favorise encore la précipitation du fer; nous pouvons filtrer, et nous verrons que le liquide obtenu ne renfermera plus de fer. Ainsi, au moyen de l'hydrate de zinc, on peut purifier le sulfate de zinc.

On peut aussi obtenir immédiatement le même effet en versant un alcali qui précipite les deux oxides, mais qui peut redissoudre l'oxide de zinc.

Le fer forme plusieurs sulfates; l'acide sulfurique en contact avec le fer et l'eau donne lieu à un dégagement d'hydrogène : quand il est concentré et que l'on fait chauffer, il se dégage de l'acide sulfureux.

Le sulfate de fer, dans son état de pureté, cristallise dans des circonstances ordinaires, sous forme d'un prisme rhomboïdal oblique donnant 80° $\frac{1}{2}$ et 99° $\frac{1}{2}$, et dans ce cas il renferme 6 proportions d'eau; il peut aussi cristalliser en élevant la température, mais avec des formes différentes. Il se distingue facilement des autres sels par une saveur particulière qu'on appelle ferrugineuse, bien caractérisée. Ce sel est soluble environ dans les trois quarts de son poids d'eau à l'ébullition, et dans le double de son poids à la température ordinaire; il cristallise bien par refroidissement; l'alcool ne le dissout pas, non plus que l'acide sulfurique concentré; en sorte que si l'on ajoute à une dissolution de sulfate de fer de l'acide sulfurique concentré, on détermine un précipité; il y a élévation de température assez grande; le liquide se trouble, puis donne un dépôt blanc qui est un sulfate anhydre, moins les 6 proportions d'eau. Ce sel, exposé à la chaleur, se fond dans son eau de cristallisation, se dessèche, perd sa couleur verte, et en prend une d'un blanc sale: c'est un sulfate protoxide an-

hydre ; en le remettant dans l'eau, il reprend sa couleur. Il y a beaucoup de sels incolores étant anhydres, qui prennent une couleur lorsqu'ils sont combinés avec l'eau. Le sulfate de cuivre présente une propriété analogue. Une fois qu'on l'a desséché, si l'on continue à chauffer, il se décompose en donnant divers produits : le protoxide passe à l'état de peroxide, forme une matière d'un rouge brun variable en raison de l'intensité de la chaleur à laquelle il a été exposé, car il peut finir par prendre la couleur violet foncé quand la calcination est poussée jusqu'au blanc. Quand on ne pousse qu'au rouge, on obtient la matière nommée colcothar, qui est le peroxide de fer qui reste. On a de l'acide sulfureux, un peu d'oxigène et beaucoup d'acide sulfurique anhydre ; car ce dernier acide est obtenu par la décomposition des sulfates anhydres par la chaleur. En sorte que, si l'on chauffe au rouge obscur, l'oxide va passer à l'état de peroxide ; et, dans ce cas, l'acide sulfurique se décompose et fournit une portion de son oxigène : on a un sulfate de peroxide ; mais comme on a augmenté

l'oxidation sans augmenter la quantité d'acide, il se forme un sous-sel. Il faudrait donc, d'après la loi, 1 $\frac{1}{2}$ d'acide sulfurique; mais on n'a toujours qu'un atome, et même on a moins; en sorte que c'est véritablement un sous-sel, qui, si l'on ne va pas trop loin, est $\frac{1}{3}$ persulfate. Si l'on continue de chauffer, l'acide sulfurique se dégage en partie en gaz sulfureux et en gaz oxigène; mais on n'a pas le même rapport, car une portion d'oxigène a été retenue par l'acide sulfurique: c'est par ce moyen qu'on obtient l'acide sulfurique fumant. On doit à M. Bussy un mémoire sur ce sujet, où il a bien éclairci cette question. Ce mémoire se trouve dans les Annales de Physique et de Chimie, tome XXVI, page 410.

Cet acide donne des fumées plus épaisses que celles de l'acide hydrochlorique concentré; il se distingue de l'acide sulfurique, par sa grande volatilité. On peut aussi l'obtenir à l'état solide; il a une grande affinité pour l'eau, bien plus grande que celle de l'acide sulfurique ordinaire. Il sert à dissoudre l'indigo. On peut le préparer en recueillant dans de l'acide sulfurique les pro-

duits de la distillation du sulfate de fer dont nous avons parlé précédemment.

Le colcothar s'emploie dans la peinture et pour polir les glaces. Pour que cette matière polisse mieux, il importe de ne pas trop calciner, de lui laisser une certaine quantité d'acide : cela a long-temps été un secret.

Le sulfate de protoxide de fer, exposé à l'air à la température ordinaire, s'altère peu à peu, se couvre d'une matière ochreuse. S'il est en dissolution, il se décompose aussi, et tapisse le vase d'une couche ochreuse; en un mot, ce sel s'altère assez facilement à l'air : le fer absorbe l'oxigène et passe à l'état d'oxide intermédiaire, ou de cet oxide formé de 2 atomes de peroxide et à 1 de protoxide; dès qu'il y a suroxidation, il n'y a plus assez d'acide pour retenir l'oxide de fer qui se précipite. Ce précipité n'est pas de l'oxide de fer pur; car cet oxide a la propriété de former des sous-sels; cela même est général avec les bases insolubles. Ainsi nous obtenons $\frac{1}{3}$ persulfate. Bien entendu que si l'on voulait représenter la composition du sel par des nombres, il fau-

drait prendre 3 atomes de peroxide de fer, 1 atome $\frac{1}{2}$ d'acide sulfurique ; ce serait l'atome simple, correspondant à 1 $\frac{1}{2}$ d'oxigène. Il reste un liquide d'un rouge jaune qui, tant qu'il n'a pas été trop long-temps exposé à l'air, renferme l'oxide intermédiaire caractérisé par le précipité vert qu'il donne quand on y ajoute un alcali. On a considéré cet oxide intermédiaire, plutôt comme composé de peroxide et d'oxide.

On peut aussi obtenir un demi-sous-sulfate.

Le sulfate de fer, par son altération à l'air, donne naissance à divers produits qu'il faut connaître, car ce sel est employé dans les arts.

En dissolution, ou même à l'état solide, il absorbe l'oxigène de l'air et forme un sous-sel, qui est $\frac{1}{3}$ persulfate, et il reste en dissolution une combinaison d'acide sulfurique et d'oxide de fer qui peut être détruite par l'alcool et décomposée en sulfate de protoxide de fer et en sulfate de peroxide.

Le sulfate de fer, traité par divers moyens, comme par l'acide nitrique ou le chlore, va changer de nature et passer au *maximum* d'oxidation;

en sorte que nous avons à nous occuper du sulfate formé par l'acide sulfurique et le peroxide de fer. Ce sel s'obtient directement en prenant l'acide sulfurique ordinaire et le mettant en contact avec le peroxide de fer, ce même colcothar que nous avons obtenu, et l'on forme une masse blanche, surtout si l'acide sulfurique était concentré, mais qui, dissoute dans l'eau, la colore en jaune rougeâtre. Pendant la combinaison, la masse s'échauffe, et l'on ne peut faire cristalliser, car il est acide.

On peut aussi l'obtenir en traitant le sulfate par l'acide nitrique. Si l'on porte à une température de 150°, on aura, en dernier résultat, tout l'acide sulfurique qui sera resté, plus l'atome de peroxide de fer. Si l'on traite par ce moyen, il y aura assez d'eau pour dissoudre; mais si l'on traite par l'eau, il se fait un partage, on obtient un sulfate neutre, et il reste un sel qui est le véritable sous-sel $\frac{1}{3}$ sulfate de peroxide.

Ce sel est très acide et astringent; on le distingue des autres sulfates, par la propriété qu'il a de donner du bleu avec le cyanoferrure de

potassium, tandis que l'autre ne donne qu'un précipité blanc, susceptible de devenir bleu par l'action de l'air.

On peut le ramener à l'état de sulfate de protoxide par l'hydrogène sulfuré. Il va se produire du sulfate de protoxide de fer; le liquide se troublera. Tous les oxides de fer sont ramenés au minimum d'oxidation par l'hydrogène sulfuré: la transparence de la liqueur est troublée dans ce cas par le soufre en dissolution.

Le sulfate de peroxide finit par se décomposer à la chaleur, et donne des résultats analogues à l'autre.

On peut aussi décomposer par l'hydrogène et à la chaleur rouge, les divers sulfates, en faisant passer un courant de gaz hydrogène sec dans un tube où l'on a placé ces sels. L'hydrogène enlève l'oxigène à l'oxide et à l'acide; il se produit de l'acide sulfureux; ce n'est qu'à la fin que l'on obtient de l'hydrogène sulfuré. On obtient $\frac{1}{2}$ sulfure, composé d'un atome de soufre et deux atomes de métal. On obtient même $\frac{1}{4}$ sulfure en formant le $\frac{1}{2}$ sous-sulfate, le desséchant et

décomposant par l'hydrogène. Ce sont de nouveaux sulfures qui ne s'étaient pas encore présentés.

Le persulfate de fer a la propriété de se combiner avec le sulfate d'ammoniaque et de potasse, et de donner un sel cristallin qui a la forme de l'alun. Je dois remarquer que le fer, qui donne par lui-même des sels colorés, produit des sels doubles incolores avec l'ammoniaque et la potasse.

Je ne m'arrête pas sur le sel formé par le deutoxide de fer et l'acide sulfurique ; on peut l'obtenir cependant, suivant M. Berzelius.

Le cobalt forme avec l'acide sulfurique un sel qui contient six proportions d'eau : il cristallise sous forme de prismes rhomboïdaux obliques ; il est soluble. Ce sel, décomposé par l'hydrogène, donne un oxisulfure. Le cobalt peut former des sels doubles avec les sulfates de potasse, de soude, d'ammoniaque ; il donne des composés moins solubles en général que les sulfates simples, en sorte que ces sels donnent un moyen de purification.

Je viens au sulfate de cuivre, connu depuis les temps les plus anciens. Dans le commerce, il porte le nom de couperose bleue, vitriol bleu; il contient six proportions d'eau. Il se présente sous forme de prismes obliques, à base oblique, dont les angles sont d'environ 124°, 50° et 55°, 50°. C'est un sel assez soluble; l'eau en prend, à la température ordinaire, le $\frac{1}{4}$ de son poids, le double à la température de l'ébullition. On peut nourrir ces cristaux et les amener à un grand volume. Ce sel exposé à la chaleur perd l'eau qui le constituait hydrate, et devient blanc. On peut lui rendre sa couleur bleue en ajoutant de l'eau. Si on le chauffe fortement, il finit par se décomposer, et l'on obtient deux volumes de gaz sulfureux, un volume d'oxigène, et de l'oxide de cuivre pur; si l'on chauffe davantage, l'oxide de cuivre peut se décomposer et donner le protoxide, et le rapport des deux gaz n'est pas le même.

Ce sel traité par l'hydrogène, est réduit, et il ne reste que du cuivre métallique. On peut le purifier du fer qu'il contient, par le même procédé que pour le zinc. Il faut suroxider le fer :

sans cela, point de précipité; puis on ajoute de d'hydrate d'oxide de cuivre, et le fer est complètement précipité. Cette purification est quelquefois nécessaire pour les couleurs qui sont altérées par le fer.

On prépare ce sel assez facilement par un assez grand nombre de procédés; j'en vais citer quelques-uns, car ils sont instructifs. On peut traiter le cuivre par l'acide sulfurique étendu d'eau, mais en l'exposant à l'air. En général, un métal qui a le contact de l'air s'oxide et se dissout dans l'acide; ainsi je mouille des lames de cuivre ou du cuivre en poudre que je mêle avec l'acide sulfurique, et que j'expose à l'air : du soir au lendemain, je trouverai le cuivre altéré et même en partie changé en sulfate. Je mouille de nouveau, et je finis par obtenir une dissolution assez concentrée pour faire cristalliser. On peut aussi former ce sel en traitant du carbonate, quand on peut s'en procurer. On peut aussi employer le grillage : on prend le sulfure naturel qu'on fait griller, ou bien l'on fait soi-même le sulfure avec de vieilles lames de cuivre, comme celles qui ont

servi au doublage des vaisseaux; on les fait chauffer dans un four avec du soufre, et l'on produit le sous-sulfure, qu'on fait ensuite passer à l'état desulfate en le grillant à l'air.

On forme facilement un sous-sulfate de cuivre par précipitation, lorsqu'on ne met pas d'alcali en excès dans du sulfate de cuivre, ce que l'on reconnaît en examinant si le liquide donne un précipité par la potasse. En général, quand on précipite les dissolutions de sulfate de cuivre par un alcali, on obtient un sous-sel qui est $\frac{1}{3}$ sulfate. On forme des sels doubles facilement avec le sulfate.

Examinons maintenant l'action de l'acide sulfurique sur le protoxide de cuivre. Cet oxide est formé d'un $\frac{1}{2}$ atome d'oxigène; en le traitant par l'acide sulfurique, on devrait s'attendre à obtenir un sulfate de protoxide, mais l'on n'obtient que du cuivre métallique.

Le nickel forme un sulfate qui contient sept proportions d'eau; il cristallise en prismes obliques à base rhombe, qu'on peut amener à un grand volume en les nourrissant. La couleur de ce sel

est d'un beau vert d'émeraude foncé ; il est soluble, efflorescent ; il peut passer à l'état de sous-sulfate. On forme avec le nickel et le sulfate de potasse un sel d'atome à atome, moins soluble que le sulfate simple. D'après cela, si l'on veut purifier le sulfate de nickel, il y a avantage à le transformer en sulfate de nickel et de potasse. A l'état simple, 100 parties d'eau en dissolvent à peu près $\frac{1}{3}$; mais combiné avec la potasse, l'eau n'en prend plus que 10 à 11 parties pour 100.

Le sulfate de nickel est décomposé par l'hydrogène.

Le sulfate de plomb s'obtient par double décomposition. On le trouve dans la nature, cristallisé sous forme d'un octaèdre régulier ; mais on ne l'obtient que divisé. L'eau n'en dissout presque point, elle n'en prend guère qu'un dix-millième ; cependant au moyen des acides, qui sont des dissolvans puissans, on parvient à le rendre plus soluble. L'acide hydrochlorique particulièrement le dissout, et peut même le décomposer. Si l'on traite ce sel par cet acide, il peut se dissoudre en totalité. Si l'on fait cristalliser, on obtient de

petites paillettes qui sont du chlorure de plomb.

On avait présenté ce fait comme une exception aux lois de l'affinité. Le sulfate de plomb est insoluble dans l'eau, et par conséquent il se formera de préférence toutes les fois qu'il pourra se former.

Le sulfate de plomb, exposé à une température élevée, se fond, mais ne se décompose pas; le sulfate de plomb est peut-être même le seul qu'on puisse citer parmi les sulfates métalliques qui résiste à la chaleur sans se décomposer. A la vérité, dans une cornue de grès ou de porcelaine, il se décompose, mais à la faveur des substances siliceuses et alumineuses des vases avec lesquelles l'oxide se combine.

Quand on traite ce sel par le charbon, on l'amène facilement à l'état de sous-sulfure; pour cela, il faut ne pas chauffer trop fortement, et l'on dégage de l'acide sulfureux. Avec l'hydrogène on obtient le même résultat; seulement vers la fin de l'opération, il se forme de l'hydrogène sulfuré. Le sulfate de plomb est produit en grande quantité dans quelques arts, par exemple,

dans la fabrication des toiles peintes. Quand on décompose l'alun par l'acétate de plomb, il se produit une grande quantité de ce sel qui est sans emploi, de sorte qu'il serait bon d'avoir des moyens de le décomposer. M. Berthier en a indiqué plusieurs ; on sait que quand on mêle du sulfate de plomb avec du sulfure et qu'on chauffe, il se produit du métal pur. Dans l'atome de sulfate de plomb, il y a 1 atome de plomb et 1 atome d'acide sulfurique contenant 3 d'oxigène; il ne faut donc qu'enlever 1 atome d'oxigène : pour cela, il nous faudra un demi-atome de sulfure de plomb, et par ce moyen nous obtiendrons le plomb à l'état métallique. Il est bon de se rappeler cette expérience, car elle sert de base à l'explication qu'on donne de la préparation du plomb avec un sulfure.

On peut produire le sulfure de plomb en grillant la galène ou sulfate de plomb.

Le mercure forme deux oxides avec l'oxigène; d'après cela, il doit former deux sortes de sels. On obtient constamment le sulfate de protoxide, en mettant 1 atome de mercure avec 1 $\frac{1}{2}$ d'acide

sulfurique, en chauffant jusqu'au moment où l'acide sulfureux cesse de se dégager, et l'on obtient une masse blanche. Ce sel est peu soluble dans l'eau ; ce sulfate est caractérisé par la propriété qu'il a de donner une couleur noire avec un alcali.

Pour former le sulfate de peroxide, on prend le peroxide de mercure et l'acide sulfurique ; ou bien on prend 5 parties d'acide sulfurique et 4 parties de mercure, et l'on forme le sulfate neutre. Ce sulfate n'existe, dans cet état, que solide ; si on le traite par l'eau, il donne un sous-sel insoluble, précipité sous forme de poudre jaune, qu'on appelait autrefois *turbith minéral*, parce que, avant de le connaître, on employait aux mêmes usages une plante qui porte le nom de *turbith*, et pour le distinguer, on l'a appelé *minéral*. C'est $\frac{1}{3}$ sulfate de mercure.

Ces deux sulfates, exposés à la chaleur, se décomposent et donnent du mercure, de l'acide sulfureux et de l'oxigène.

On peut obtenir le sulfate d'argent en traitant ce métal par l'acide sulfurique concentré; car s'il

est étendu d'eau, il est sans action. On peut faire usage du nitrate d'argent et du sulfate de soude. Le sulfate d'argent est soluble en petite quantité; il est décomposé par la chaleur. On ne peut avoir pour résidu un oxide, car ce même oxide ne résiste pas à la chaleur; il y aura donc argent pur, et volumes égaux d'oxigène et d'acide sulfureux.

Voilà l'histoire des sulfates terminée. Je vais faire quelques remarques sur ces sels, relativement à leur décomposition par la chaleur : d'abord les sulfates alcalins, comme ceux de strontiane, de soude, de magnésie, etc., sont indécomposables par l'action de la chaleur, tandis que les autres sont décomposés de manière à donner des produits divers, suivant la nature de la base. Ainsi ceux qui ont beaucoup d'affinité pour l'oxigène donneront des oxides, et dans cas, se trouvent le zinc, le cuivre, le fer; d'autres au contraire, dont les bases ne peuvent pas conserver l'oxigène, comme l'argent, donneront du métal pur : on peut donc établir, d'après la connaissance de l'affinité de la base pour l'oxigène, ce qui doit arriver.

Les divers sulfates peuvent être décomposés par le charbon et par l'hydrogène; par le charbon, on a des sulfures insolubles, avec des sulfates solubles; nous reviendrons sur les sulfures; avec les autres sulfates, nous obtiendrons, en traitant de même par le charbon, des sulfures simples, ou monosulfures, ou sous-sulfures.

Enfin vous avez vu qu'avec le gaz hydrogène nous formons souvent des oxisulfures; avec le sulfate de potasse, on forme des monosulfures, sur lesquels nous reviendrons en d'autres circonstances. Avec le fer, on forme $\frac{1}{2}$ sulfure. Il y a quelques métaux, comme le cuivre, qui sont tout-à-fait réduits par la chaleur.

Il nous reste à parler des sulfites, des hyposulfates et des hyposulfites.

Je parlerai d'abord des sulfites.

L'acide sulfureux peut former des sels neutres et des bi-sels, dont voici les caractères: quand ils sont solubles, ils ont une saveur que l'on peut appeler sulfureuse; mais il n'y a guère que ceux de lithine, d'ammoniaque, de potasse et de soude

qui soient solubles. Tous les sulfites exposés à l'air peuvent passer à l'état de sulfates.

Tous les sulfites sont décomposés par la chaleur et se changent en partie en sulfure; ils ne peuvent produire un sulfate neutre, car il n'y a pas assez d'oxigène. Je suppose que l'on prenne quatre atomes de sulfite, qu'on les décompose par la chaleur; il se formera trois atomes de sulfate et un atome de sulfure simple. Ils perdent leur eau de cristallisation sans exception; il y a cependant quelques sulfites qui ne sont pas tout-à-fait décomposés par la chaleur, comme les sulfites de zinc et de magnésie.

Les sulfites ont un caractère frappant: si l'on y verse, qu'ils soient solubles ou insolubles, un acide, l'acide sulfureux se dégagera avec effervescence et le liquide reste transparent, à moins que la base ne forme un sel insoluble avec l'acide employé.

IMPRIMERIE DE HUZARD-COURCIER,
rue du Jardinet, n° 12.

COURS
DE CHIMIE.

SOMMAIRE.

Sulfites. — Action de la chaleur, des acides. — Sulfite de chaux. — De deutoxide de cuivre. — Bi-sulfites. — Hyposulfites; leurs caractères génériques. — Hyposulfates; leurs propriétés. — Nitrates; leurs caractères génériques. — Action de la chaleur, des combustibles, des acides. — Nitrate de potasse. — Nitrate fondu. — Action sur les combustibles, extraction de l'acide nitrique. — Formation du nitrate de potasse dans la nature.

Les sulfites sont les uns solubles et les autres insolubles. Quand ils sont solubles, on les distingue par une saveur particulière qu'on nomme *sulfureuse*.

La chaleur les décompose tous. Voici ce qu'il y a de général dans cette décomposition :

Si les bases ont beaucoup d'affinité pour l'acide

sulfurique, qu'elles soient puissantes, comme les bases alcalines, une partie du sulfite devient sulfate, du soufre se dégage et une portion de la base reste à nu. C'est ce qui arrive pour les sulfites à base de potasse, de soude, de baryte, etc.

La totalité du sulfite ne peut être convertie en sulfate par l'action de la chaleur ; l'oxigène que contient l'acide sulfureux n'est pas assez abondant pour que l'on obtienne ce résultat.

Quant aux autres sulfites, ceux dont les bases ont moins d'affinité pour l'acide sulfureux, la chaleur les décompose complètement, et il y a simplement séparation de l'acide sulfureux qui se dégage d'avec la base qui reste. C'est ce qui a lieu, à partir du sulfite de magnésie, pour les sels de ce genre.

Les sulfites traités par les acides se décomposent; l'acide s'empare de la base et l'acide sulfureux se dégage. C'est ce qui arrive quand on emploie les acides sulfurique, nitrique, phosphorique, etc.

Vous sentez que, traités par les corps simples combustibles, par le charbon, par exemple, les sulfites doivent se décomposer; que le corps combustible doit enlever l'oxigène de l'acide et produire un sulfure.

Les sulfites traités par les métaux se changent aussi en sulfures.

Tels sont les principaux caractères des sulfites.

Il me reste seulement à dire que dans la formation des sulfites solubles, on arrive difficilement à la neutralité. Une bonne manière de les obtenir dans cet état, c'est de prendre des carbonates des bases de ces sels et d'y verser de l'acide sulfureux jusqu'à ce qu'il n'y ait plus d'effervescence.

Je ne m'arrêterai pas à la description des diverses espèces de sulfites, que d'ailleurs on n'a pas examinés en détail.

Je citerai cependant le sulfite de chaux, que l'on peut préparer dans un but utile. On délaie du carbonate de chaux dans de l'eau et l'on y fait passer une grande quantité d'acide sulfureux

en s'arrêtant au moment où l'effervescence cesse : par ce moyen on a un sulfite que l'on peut garder facilement, et que l'on peut considérer comme un approvisionnement d'acide sulfureux. On se sert de l'acide sulfureux pour des bains et pour ce qu'on appelle le *soufrage* des tonneaux. Dans ce dernier cas, il remplace très bien les mèches soufrées que l'on brûle dans ces vases ; il est toujours prêt et il vaut mieux que les mèches.

Quelques sulfites offrent des faits importans à connaître.

Quand on met en contact du peroxide de cuivre avec de l'acide sulfureux, il se forme du sulfate de cuivre et du sulfite de deutoxide de cuivre, sulfite qui est d'un beau rouge et qu'on peut même obtenir en cristaux.

On peut obtenir un composé analogue lorsque l'on verse du nitrate de cuivre sur un sulfite ; il se forme alors un précipité jaune, qui est un sulfite de cuivre. Je ne m'arrêterai pas à plus de détails.

Après les sulfites, viennent les bi-sulfites.

Les bi-sulfites sont formés de deux atomes d'acide et d'un de bases. Ces sels ne sont pas très nombreux ; ce n'est qu'avec les bases solubles, la potasse, la soude, l'ammoniaque, qu'on peut les obtenir. On prend une dissolution concentrée de carbonate de potasse ou de soude à travers laquelle on fait passer de l'acide sulfureux, et l'on obtient des cristaux. Ces sels ne rougissent pas la couleur bleue du tournesol; la chaleur en sépare une portion de l'acide sulfureux ; les acides en dégagent l'acide sulfureux, et en quantité double.

Ce genre de sels a été très peu étudié.

Les sulfates et les sulfites nous présentent deux genres de sels analogues, car ils ne diffèrent que par la proportion d'oxigène renfermée dans l'acide. Nous allons parler de deux autres genres de sels formés aussi par des acides du soufre, mais dont les combinaisons offrent plus de variations ; ce sont les *hyposulfates et les hyposulfites*. L'acide hyposulfureux renferme deux atomes de soufre et deux atomes d'oxigène. On ne peut pas

l'obtenir isolé ; mais ces sels n'en existent pas moins. Prenez du sulfite de potasse dissous, faites-le chauffer avec du soufre ; il y aura dissolution d'un atome de soufre, et vous aurez de l'hyposulfite de potasse que vous pourrez obtenir en cristaux. On met le soufre peu à peu et jusqu'à saturation. On peut aussi avoir des hyposulfites en exposant à l'air des sulfures. Le sulfure de potassium exposé à l'air, absorbe de l'oxigène et se transforme en hyposulfite. On appelait autrefois les hyposulfites, des *sulfites sulfurés*, mais on ne les regardait pas comme renfermant un acide particulier.

Voyons maintenant quels sont les caractères de ces sels.

Ils sont presque tous solubles; quelques-uns le sontpeu.

Ils ont une saveur particulière qui rappelle aussi celle du soufre, et que l'on désigne de même.

La chaleur les décompose facilement, et plus facilement que les sulfites. Il se forme un sulfate, et l'excédant du soufre se sépare. Nous avons

dans l'hyposulfite trois atomes d'oxigène : deux atomes dans l'acide, et un atome dans la base ; cela ne forme pas les quatre atomes d'oxigène nécessaires pour la production de l'acide sulfurique, et la transformation entière du sel en sulfate. Il n'y a que trois quarts de cet acide de produit ; aussi obtient-on un sulfate, un sulfure, et du soufre qui se dégage.

Indépendamment de ces caractères, les hyposulfites, quels qu'ils soient, se décomposent quand on les traite par un acide. En versant de l'acide dans une dissolution d'hyposulfite, le liquide ne se trouble pas d'abord, mais peu à peu, et il se forme un dépôt de soufre. L'acide hyposulfureux est mis à nu en se décomposant lui-même en deux parties en acide sulfureux et en soufre.

Quant aux corps combustibles, il est clair qu'ils doivent décomposer les hyposulfites. Je ne m'arrête pas à leur action.

Ces sels ne s'altèrent pas à l'air.

Parmi ces sels, le plus anciennement connu est celui de soude, que l'on obtenait très en grand

par les procédés imparfaits alors de la fabrication de la soude. Il cristallise en pyramides courtes.

Il y a presque autant d'hyposulfites que de bases particulières.

L'hyposulfite de baryte est peu soluble.

Celui de strontiane cristallise en rhomboèdres qui n'ont pas été déterminés. Il contient cinq proportions d'eau.

Celui de chaux cristallise en hexaèdres. Il contient six proportions d'eau.

Les hyposulfites métalliques sont peu solubles.

Lorsqu'on traite les métaux par l'acide sulfureux, on reconnaît que le produit a les caractères d'un sulfite et d'un hyposulfite. En versant un acide sur ce produit, il se dégage de l'acide sulfureux et il se dépose du soufre.

Nous avons un autre genre de sels qui se rapprochent de ceux que nous venons d'examiner; ce sont les *hyposulfates*.

L'acide *hyposulfurique* a pu être obtenu isolé, de sorte qu'on s'est livré à l'étude de ses propriétés. C'est en traitant le peroxide de man-

ganèse par l'acide sulfureux qu'on l'a produit; il se forme du sulfate et de l'hyposulfate de manganèse : en y versant de la chaux, on précipite l'oxide de manganèse, et l'on obtient en même temps un sulfate de chaux insoluble, et dans la dissolution de l'hyposulfate de chaux que l'on peut faire cristalliser.

Ayant de l'hyposulfate de chaux, on se procure facilement les sels à base de potasse, de soude, de baryte, etc., parce que ces substances précipitent la chaux.

Voici les caractères de ces sels.

Ils sont tous remarquables par de belles formes cristallines et par une assez grande solubilité. La chaux, la strontiane, la baryte, les oxides métalliques forment des sels solubles.

Quand on expose ces sels à l'action de la chaleur, ils sont changés en sulfates, et il y a dégagement d'acide sulfureux.

Lorsqu'on verse sur un hyposulfate soluble ou peu soluble un acide, de l'acide sulfurique, par exemple, si l'on ne chauffe pas, il n'y a point

d'apparence de décomposition ; mais si l'on chauffe, il se dégage abondamment de l'acide sulfureux. Voici comment on peut concevoir ce qui se passe dans ces circonstances. En versant un acide s'il ne se produit pas de chaleur, nous comprendrons seulement que l'acide hyposulfurique a été isolé : si nous chauffons, il y a une portion d'acide sulfureux dégagée ; par conséquent, l'acide hyposulfurique changé en acide sulfurique se joint à celui qu'on a versé, et augmente la chaleur et la rapidité de la décomposition.

On reconnaît facilement ce genre de sels par l'acide sulfurique. Que l'on prenne de l'hyposulfate de manganèse, par exemple : en versant dessus de l'acide sulfurique concentré qui donne de la chaleur par le mélange, il y aura sur-le-champ dégagement d'acide sulfureux.

Ces sels exposés à l'air sont permanens.

Calcinés avec les corps simples combustibles, ils donnent les mêmes résultats que les sulfates.

Ces sels sont nombreux. Aujourd'hui on les

a très bien étudiés. Il y a sur cette matière un travail du docteur Héeren, qui n'est pas traduit dans notre langue.

L'hyposulfate de baryte est très brillant : il est formé d'un atome d'acide et d'un atome de base. Il contient huit proportions d'eau et est assez soluble. C'est avec ce sel qu'on obtient l'acide hyposulfurique, parce qu'en versant dans sa dissolution de l'acide sulfurique peu à peu et en tâtonnant, afin de ne point en verser en excès, le sulfate de baryte se précipite, et l'acide hyposulfurique se trouve dans le liquide.

L'hyposulfate de strontiane contient quatre proportions d'eau ; celui de chaux autant ; celui de potasse n'en contient pas ; celui de soude en contient deux.

L'acide hyposulfurique se combine avec les substances végétales et animales, et forme de nouveaux acides qui s'unissent très bien aux bases en donnant des sels qui cristallisent.

Je n'en dirai pas davantage sur ces sels nouveaux, qui offrent cependant un grand intérêt ;

mais ce n'est pas ici le moment d'en parler, et cela suffit maintenant.

Nous allons commencer l'histoire d'un autre genre de sels, genre très important dans les arts: je veux parler des nitrates. Vous savez que l'acide nitrique est formé d'un atome d'azote et de cinq atomes d'oxigène. Son poids atomique est de 6,77036.

Tous les nitrates exposés à l'action de la chaleur se décomposent. Ils faut cependant mettre de côté le nitrate d'ammoniaque, qui, à raison de la nature de sa base, donne des résultats particuliers. Les produits que l'on obtient par la décomposition sont très variables: il y a des nitrates dans lesquels l'acide a peu d'affinité pour la base et qui donnent de l'acide nitrique; quand l'affinité est plus grande, l'acide nitrique se décompose, et l'on peut avoir de l'azote et de l'oxigène, ou du deutoxide d'azote et de l'oxigène, ou de l'acide nitrique, de l'azote et de l'oxigène, ou enfin de l'oxide d'azote et de l'acide nitreux.

Quand la base peut fixer l'acide nitrique, il

faut une chaleur assez élevée pour le décomposer; quand la base a très peu d'affinité, elle ne lui permet pas de supporter la chaleur nécessaire à sa décomposition, et il se dégage. La base reste presque toujours; c'est ce qui arrive pour la potasse, la soude, la chaux, les métaux. Le résidu fourni par ces derniers est un oxide. Cependant si l'on prend du nitrate d'argent, il ne reste pas d'oxide, mais de l'argent pur, parce que l'oxigène se dégage. Il y a au contraire des nitrates dans la décomposition desquels l'oxide absorbe plus d'oxigène, les nitrates de fer et de mercure, par exemple. On peut prévoir, pour chaque cas particulier, ce qui arrivera selon la nature de la base.

Les combustibles simples ont une action très variée sur les nitrates; on ne l'a pas étudiée sur toutes les espèces. En prenant du nitrate de potasse et divers combustibles à froid, il n'y aura rien; mais à chaud le combustible s'oxigénera, et il se formera des acides ou des oxides. Le charbon se transforme en acide carbonique, et

l'on aura du carbonate de potasse. Si l'on prend du phosphore, il se formera du phosphate de potasse ; avec l'arsenic, il se formera de l'arseniate. L'acide nitrique cède facilement son oxigène, qui se porte sur les combustibles. Quand l'acide nitrique est retenu faiblement par la base à laquelle il est uni, les combustibles n'ont plus d'action sur lui ; les résultats ne sont pas les mêmes : il se dégage sans se décomposer.

En jetant un mélange de nitrate de potasse et de charbon dans un creuset chauffé au rouge, il y a production instantanée de gaz.

Les acides fixes versés sur les nitrates les décomposent, et dégagent l'acide nitrique. L'acide sulfurique est particulièrement employé pour opérer cette décomposition. Quand on le verse sur les nitrates, il y a aussitôt dégagement de vapeurs blanches d'acide nitrique. Si l'on opère à froid, il n'y a pas d'effervescence, parce qu'il n'y a pas production suffisante de chaleur pour rendre la décomposition rapide et tumultueuse. C'est de cette manière que l'on obtient l'*acide*

nitrique, qui est ordinairement *rutilant*. La couleur lui est donnée par un peu d'acide nitrique décomposé.

L'acide nitrique se décompose assez facilement. Exposé seul à la chaleur, ses principes se désunissent.

Un caractère qu'il est facile de distinguer, de saisir dans les nitrates, c'est l'altération qu'ils éprouvent par l'acide hydrochlorique. Je mêle de l'acide hydrochlorique et un sel que je ne connais pas : s'il se forme du chlore en abondance, le sel est un nitrate. L'hydrogène de l'acide hydrochlorique est enlevé par l'oxigène de l'acide nitrique ; il y a dégagement d'acide nitreux et de chlore, et les vapeurs sont colorées.

Tous les nitrates neutres sont solubles ; il n'y a que quelques nitrates basiques qui le sont très peu : nous ne connaissons aucun nitrate insoluble.

Tels sont les caractères par le moyen desquels on reconnaît facilement les nitrates. Nous allons nous occuper des espèces.

Le nitrate de potasse est le premier du genre.

Ce sel est formé d'un atome d'acide et d'un atome de potasse.

Il cristallise généralement en prismes cannelés. Ses formes ne sont pas toujours bien nettes; celles qu'il affecte dérivent d'un prisme rhomboïdal dont les angles plans seraient à peu près de 60 à 120°. On rencontre aussi le nitrate de potasse en prismes hexaèdres terminés par des pyramides hexaèdres.

Ce sel a été connu très anciennement sous les noms de *nitre* et de *salpêtre*.

Sa solubilité est très variable, selon les températures : à zéro, 100 parties d'eau en dissolvent 13,2; à 24°,9, 38,4 parties; à 54°,7, 97 parties; à 79°,7, 169,3 parties; à 97°,7, elles en dissolvent 236,4 parties; à 100°, 246,15 parties; à une température plus élevée, sa solubilité devient infinie.

Si l'on voulait représenter la marche de sa solubilité par une courbe dont les abscisses représenteraient les degrés de chaleur et les ordonnées, les quantités de sel dissous, on trouverait

qu'aux abscisses représentant plus de 100 degrés correspondraient bientôt des ordonnées infinies.

Ce sel, exposé à l'action de la chaleur, entre en fusion à une température d'environ 380°. Il n'éprouve pas d'altération, coule comme de l'eau et se prend en masse par le refroidissement. On le nomme alors *cristal minéral,* quoiqu'il n'ait plus de transparence.

La fusion du nitrate de potasse n'a aucun but d'utilité : on l'opère cependant dans quelques fabriques de poudre, et notamment en Angleterre, avant que de le pulvériser. On croit qu'après avoir été fondu, il se pulvérise plus facilement et mieux.

Lorsqu'il est en fusion, si l'on continue à le chauffer et que la température aille au rouge blanc, il se décompose et donne de l'azote et de l'oxigène, mais pas dans les proportions connues des principes qui le constituent. On devrait avoir pour résultat deux volumes et demi d'oxigène contre un volume d'azote. On peut expliquer cette différence ; car on aperçoit une petite

quantité d'acide nitrique qui se produit ; elle est petite, il est vrai, mais elle suffit pour troubler les rapports. Comme l'opération ne peut se faire que dans des vases de grès ou de porcelaine, la potasse réagit sur ces matières.

Ce sel n'éprouve à l'air aucune espèce d'altération. Pour qu'il en éprouve, il faut qu'il soit placé dans un air très humide ; dans les caves, il tombe en déliquium : la poudre, dont il fait partie, s'altère aussi à l'humidité et ne peut être conservée que dans les endroits secs.

Mêlé avec les corps combustibles, il se décompose facilement. Je suppose que l'on prenne 1 atome de charbon et 1 atome de nitrate de potasse ; il y aura décomposition en faisant détonner dans un creuset : il se produira 1 atome de carbonate de potasse et de l'oxigène se dégagera. Pour qu'il n'y ait pas d'oxigène dégagé, il faudrait employer 2 atomes $\frac{1}{2}$ de charbon. L'action du charbon sur le nitre est extrêmement vive. On peut le voir aussi en projetant ce sel sur des charbons embrasés ; les endroits où il tombe deviennent

blancs et excessivement lumineux. Cela donne l'idée du phénomène appelé *déflagration*, ou de la circonstance dans laquelle la combustion par le nitre est la plus rapide.

Si nous projetons dans un creuset rouge un mélange de nitre avec du soufre, vous comprenez que le soufre peut donner divers produits avec l'oxigène. Avec 1 atome de soufre et 1 de nitre, il se formera du sulfate de potasse et il y aura 2 atomes d'oxigène qui se dégageront. Si nous prenons 2 atomes de soufre et 1 atome de nitrate de potasse, il y aura beaucoup de gaz sulfureux de produit.

En prenant du phosphore et en en mêlant 2 atomes avec 1 de nitrate de potasse, il y aura formation d'acide phosphorique et phosphoreux.

Enfin, si nous prenons les métaux, nous aurons divers produits : si nous projetons du fer, par exemple, avec le nitrate dans le creuset, il y aura oxidation.

L'argent, l'or, le platine, ne sont pas attaqués

par le nitrate de potasse. C'est d'après cette propriété qu'on fait ce qu'on appelle le *départ* ou la séparation de ces métaux d'avec les autres.

Dans toutes les circonstances, le nitrate de potasse agit bien par son oxigène; mais il agit aussi par la base qui est très puissante et qui a beaucoup d'affinité pour les nouveaux corps qui se forment.

Si l'on traite les sulfures avec le nitrate, ils sont brûlés et changés en sulfates.

Si l'on projette le nitrate avec l'antimoine dans un creuset, il y a production d'antimonite de potasse.

C'est du nitrate de potasse qu'on extrait l'acide nitrique dont on fait usage dans les arts. Pour décomposer ce sel, on est obligé d'employer 2 atomes d'acide sulfurique. Si l'on ne versait l'acide sulfurique qu'à proportions égales, on n'aurait pas tout l'acide nitrique, parce qu'il faut pour cela qu'il se forme du bi-sulfate.

Pour décomposer le nitrate de potasse, on se servait autrefois d'argile, parce que l'acide sul-

furique était cher. On employait les argiles contenant peu d'eau. Aujourd'hui on a renoncé à ce moyen, qui n'est pas aussi économique que celui qui est mis en pratique.

Ce sel était très connu des anciens, mais ils n'en faisaient pas le même usage que nous : ils ne fabriquaient pas la poudre et ne se servaient pas de l'acide nitrique.

Ce sel existe dans la nature tout formé. On le trouve dans certaines localités, après les pluies, à la surface du sol. On le reconnaît facilement à sa saveur piquante, accompagnée d'une certaine amertume. La quantité de nitrate de potasse que l'on obtient naturellement n'est pas très considérable. On le fabrique en Europe d'après des considérations particulières tirées de la théorie de sa formation. En général, on a remarqué que le nitrate de potasse ne se formait que dans les lieux où il y avait des bases salines, comme la chaux, la potasse, la soude, et lorsque ces matières peuvent se trouver en contact avec des débris de matières animales en dissolution. Ainsi

on le trouve dans tous les lieux habités ou près des habitations, dans les écuries, les étables, sur les murs des habitations, mais seulement jusqu'à la hauteur où les murs peuvent être encore humides, comme 2 à 3 mètres, car l'humidité est une des conditions de sa formation. On ne le trouve pas dans les maisons au-dessus du premier étage. Le sol des caves, des celliers, des bergeries, en donne beaucoup. Il y a des nitrates dans tous les lieux cultivés ; ce sont les engrais qui le produisent. On a des faits positifs qui prouvent que ce sel se forme par le concours des matières animales. On en cite d'autres qui tendraient à prouver que ce concours n'est pas indispensable; mais ils ne sont pas concluans. Des voyageurs en ont découvert en Amérique, dans des cavernes où il est en couches très épaisses. Il n'a pu s'y former que pendant le cours des siècles, et l'on ne saurait affirmer que les matières animales n'ont pas coopéré à cette formation. Voici comment on comprend la naissance du nitre. Les matières animales contiennent de l'azote com-

biné avec d'autres substances ; la putréfaction le dégage de ses liens : s'il s'échappe, s'il devient gazeux, il ne s'unira point à l'oxigène ; mais si au moment où il va devenir libre, il rencontre de la potasse, qui a beaucoup d'affinité pour l'acide nitrique, alors il se combine à l'oxigène fourni par l'atmosphère, et il y a production de nitrate de potasse. La présence de l'alcali détermine la formation de l'acide. Les autres alcalis ont la même puissance. C'est d'après ces principes que sont établies les nitrières artificielles.

IMPRIMERIE DE HUZARD-COURCIER,
rue du Jardinet, n° 12.

COURS
DE CHIMIE.

SOMMAIRE.

Formation du nitre dans la nature. — Extraction du nitre des matériaux salpêtrés. — Essais du nitrate de potasse pour en déterminer le titre. — Nitrate de soude. — Nitrate d'ammoniaque. — Différence de forme de ses cristaux produits à diverses températures. — Nitrate de baryte. — Nitrate de strontiane. — Nitrate de chaux. — Nitrate de magnésie. — Nitrate d'alumine. — Action de l'acide nitrique sur l'étain et l'antimoine. — Nitrate de bismuth. — Nitrate de cuivre. — Nitrate de plomb. — Nitrate basique. — Théorie de M. Berzelius sur la composition de l'azote. — Nitrate de protoxide et de deutoxide de mercure.

Dans la dernière séance, nous avons dit dans quelles circonstances le nitre était formé dans la nature; qu'on ne le trouvait que dans les lieux

habités et là où il existe des matières animales; qu'on a l'expérience que les terres qui ont été imprégnées de ces matières se nitrifiaient par le contact de l'air, d'où l'on conclut que l'oxigène de l'acide est fourni par l'air, et l'azote par les substances animales. Nous ajouterons que la quantité de salpêtre qui se développe est proportionnelle aux matières animales en décomposition, qu'ainsi il faut admettre qu'elles fournissent l'azote; que, d'un autre côté, on voit qu'il n'y a pas assez d'oxigène dans ces matières pour donner tout celui qui est nécessaire à l'acidification, et que par conséquent, c'est l'air qui le donne.

On conçoit ce qui se passe dans cette transformation des matières animales en acide nitrique, qui s'opère ordinairement dans l'espace de six semaines à trois mois. La matière animale composée d'azote, de carbone, d'hydrogène et d'oxigène, lorsqu'elle est mêlée avec de l'eau, dégage de l'ammoniaque; mais quand elle a le contact de l'air au moment où l'azote devient libre, s'il

rencontre de l'oxigène et une base, il se forme un sel.

Malgré la probabilité de ces observations, nous devons le dire, les circonstances positives de la formation des nitrates ne sont pas parfaitement appréciées; mais voilà ce que l'expérience fait connaître, et cette expérience est mise en pratique dans des nitrières artificielles en Suède, en Prusse, en France; et l'on a toujours vu que si les matières animales n'existaient pas ostensiblement dans les terres qui donnent du nitre, elles y étaient néanmoins réellement. C'est ainsi que les boues des chemins, les terres cultivées et celles des habitations contiennent réellement des débris de substances animales.

Il faut même faire attention à la manière dont la matière animale existe dans les terres. On laverait les terres, que l'on ne détruirait pas toujours les substances animales qui y sont. La matière animale doit avoir fermenté pour être soluble et être enlevée pour les lavages.

Le salpêtre qui se forme dans la nature n'est

pas toujours du nitrate de potasse; c'est ordinairement du nitrate à base de chaux mêlé à du nitrate de magnésie, et quelquefois à du nitrate de potasse ou de soude. Toute autre base alcaline pourrait aussi servir à former le salpêtre. Les salpêtres naturels contiennent encore des chlorures de calcium, de sodium et de magnésium.

Il y a un art pour extraire le salpêtre des terres où il est formé. C'est en les lavant qu'on leur enlève tous les sels solubles qu'elles renferment, et l'on a une dissolution de nitrates de potasse, de chaux et de magnésie et de quelques chlorures, comme ceux de sodium, de calcium et de magnésium.

Il faut transformer les nitrates terreux en nitrate de potasse; pour cela on emploie du sulfate et du carbonate de potasse. Cette opération s'appelle *saturation*. Elle serait très simple si l'on n'avait qu'à mettre du carbonate et du sulfate de potasse, jusqu'à ce qu'il n'y ait plus de précipité; mais l'on n'obtient pas du nitrate de potasse en proportion des carbonates et des sulfates employés,

et l'expérience a appris qu'il fallait s'arrêter à un certain terme. Nous n'entrerons pas dans ces détails, qui se rapportent à l'art du salpétrier.

Après la *saturation*, on a du nitrate de potasse mêlé à des chlorures de potassium et de sodium. Alors on concentre de plus en plus la dissolution par l'évaporation, et l'eau arrive à un terme où le sel marin se dépose. On le recueille. Le nitrate de potasse ne se dépose pas; il est très soluble; l'eau chaude à 100° en dissout 300 parties. On continue l'évaporation, et on enlève le sel marin. Quand la liqueur est suffisamment rapprochée, on laisse refroidir et il se dépose beaucoup de nitrate de potasse avec une faible quantité de sel marin. Il serait par conséquent à peu près pur s'il ne contenait pas encore des chlorures de potassium et de sodium. Tel est le *nitre brut*.

Cette matière a de la valeur dans le commerce; mais en l'achetant au poids, on veut en connaître la richesse ou le titre; c'est ce qui se fait par une opération assez délicate. Il y a pour cela deux procédés que je vais indiquer rapidement.

Le premier consiste à employer une dissolution saturée de nitrate de potasse pour laver le salpêtre brut. Cette opération repose sur ce fait, que le nitrate de potasse dissoudra le sel marin et ne dissoudra pas le nitre. Prenez du sel marin, jetez dessus une dissolution saturée de nitrate de potasse, et il se dissoudra sensiblement.

Ce procédé serait assez exact. Cependant dès que le nitrate de potasse a dissous le sel marin, il dissout aussi le salpêtre; ainsi le *titre* qui en résulte est un peu trop faible.

Il y a encore un autre vice dans l'opération; elle ne fait pas connaître les chlorures qui sont mêlés au nitre. Pour y parvenir, on ajoute du chlorure de potassium au nitre : le chlorure précipite le salpêtre; mais ce procédé donne une erreur par excès.

Il existe des tables qui marquent les corrections qu'il y a à faire, soit par excès, soit par défaut.

Je prends un mélange contenant 70 parties de

nitrate de potasse et 30 parties de sel marin. Je suppose qu'il pèse 400 grammes. Je le lave deux fois avec une dissolution de nitrate de potasse saturée (un demi-litre); le déchet devrait être de 30, mais on le trouve de 35,5, c'est-à-dire qu'il y a à peu près 6 parties de nitrate qui ont été dissoutes en même temps que le sel marin.

Je prends ensuite un mélange semblable et je verse dessus du chlorure de potassium qui précipite le nitre : ici le déchet sera de 27,8 au lieu de 30. Ainsi les deux déchets sont en sens inverse.

On voit que par ce procédé il est difficile d'obtenir un résultat bien précis.

Les salpêtres contiennent ordinairement dix à douze parties sur cent de matières étrangères et d'eau.

Si l'on voulait avoir le titre du salpêtre d'une manière plus exacte, voici comment il faudrait s'y prendre. On transformerait le nitrate en carbonate de potasse en le calcinant avec du charbon; alors on peut connaître au moyen de l'acide sulfurique la quantité de potasse qui existe dans

le carbonate, et par conséquent la quantité de nitrate qui existe dans le salpêtre.

Cette opération demande quelques précautions que nous allons indiquer. En mettant le charbon dans un creuset avec le nitre, il y aurait explosion. Au lieu de cela, on prend 10 grammes de nitre, 5 de charbon et 40 de sel marin pur; on met le tout dans une cuiller ou capsule en fer, que l'on recouvre d'un dôme pour empêcher l'effusion de la matière, et l'on chauffe.

Ce procédé est plus long que l'autre. On pourrait avec le premier faire 20 ou 30 essais par heure; avec celui-ci, on n'en pourrait faire que deux.

Il y en a d'autres plus précis, qui sont chimiques et trop compliqués pour les considérer comme procédés praticables dans les arts.

Quand on a déterminé le titre du salpêtre, il faut le purifier.

Supposons que l'on ait de l'eau chargée de nitre, on s'en sert pour laver le nitre brut; elle dissout le sel marin; ensuite on jette le salpêtre

dans une chaudière pour procéder à la dissolution. Quand elle est opérée, on chauffe, on laisse reposer et l'on fait cristalliser. La cristallisation se fait dans un bassin très large et peu profond; l'évaporation est prompte. Un homme remue pendant l'évaporation, pour empêcher que de grands cristaux ne se forment. On trouble autant qu'on le peut la cristallisation, et l'on a du nitre dont l'apparence est celle du sucre ou du sable. On met ce nitre dans des réservoirs particuliers, et on l'arrose avec l'eau qui a servi aux opérations précédentes ou bien avec de l'eau pure. Le troisième lavage laisse le nitre à peu près pur.

Ce procédé est fondé sur ce que les substances étrangères ne sont que dans l'*eau-mère* et que les lavages enlèvent cette eau. Une objection se présente. Les cristaux du nitre sont très petits et ils offrent plus de surface pour la dissolution quand on les lave; il faut en convenir; mais quand les cristaux sont petits, on a observé qu'ils se lavaient plus facilement, que l'eau passait à

travers ; au lieu que si l'on prenait de gros cristaux ils pourraient renfermer des *eaux-mères* dans leur intérieur, que les lavages n'enlèveraient pas, ne pouvant y pénétrer.

On a trois eaux de lavage : la première est la plus impure ; les autres le sont moins. On se sert de la première eau pour laver les salpêtres bruts ; les autres servent pour faire le lavage du nitre purifié.

C'est ainsi que l'on obtient un salpêtre qui contient un dix-millième, un quinze-millième et quelquefois un vingt-millième de substances étrangères.

Je passe à l'examen des autres nitrates, sur lesquels nous nous arrêterons peu.

Le nitrate de soude était connu autrefois sous le nom de *nitre cube*, d'après sa manière de cristalliser. Il est peu utile dans les arts.

Il est beaucoup plus soluble que le nitrate de potasse à froid. A zéro, 100 parties d'eau en prennent 73 parties ; à 100°, la même quantité en dissout 173 parties. Ce sel, sous ce rapport,

est d'une purification moins facile que le nitrate de potasse.

Quand on le décompose par l'action de la chaleur, il donne à peu près les mêmes résultats que le nitrate de potasse, de l'azote et de l'oxigène.

A l'air, il est plus déliquescent que le salpêtre. Si l'on s'en servait pour faire de la poudre, elle serait plus difficile à conserver. On pourrait cependant faire de véritable poudre avec ce sel; elle serait très bonne, quoiqu'un peu moins inflammable. On le trouve natif dans quelques contrées lointaines.

Le nitrate d'ammoniaque s'obtient directement par la combinaison de l'acide et de l'ammoniaque; ce sel affecte différentes formes cristallines. Si l'on fait évaporer sa dissolution à une douce chaleur, on l'obtient en prismes hexaèdres; si l'évaporation a lieu à 100°, les prismes sont très fins et soyeux. Si on le fait évaporer à une chaleur plus élevée, il se prend en masse. Ces trois aspects annoncent des quantités d'eau différentes. L'analyse n'en a pas été faite exactement.

Ce sel est très soluble. Quand on l'expose à une température de 230°, il se décompose et produit du protoxide d'azote et de l'eau. Lorsque le gaz commence à se dégager, il faut baisser la température; sans cela il se formerait de l'hyponitrite d'ammoniaque. Ce sel d'ailleurs se volatilise en même temps qu'il se décompose.

Le nitrate d'ammoniaque étant projeté sur les charbons, fuse rapidement, et brûle avec une flamme rouge comme celle de l'hydrogène.

En se décomposant, il donne des produits qui sont dans des proportions très simples. Il contient 1 atome d'acide nitrique, qui renferme 1 atome d'azote et 5 d'oxigène, et 1 atome d'ammoniaque, qui est composé de 1 atome d'azote et de 3 atomes d'hydrogène. Aussi, par sa décomposition, donne-t-il naissance à de l'eau et à du protoxide d'azote; c'est-à-dire que les 3 atomes d'hydrogène s'unissent à 3 atomes d'oxigène et forment de l'eau, et que les 2 atomes d'azote s'unissent aux 2 autres atomes d'oxigène pour former le protoxide d'azote. Pour ob-

tenir ces produits, il faut procéder lentement.

Le nitrate d'ammoniaque produit un froid très rapide quand on le mêle avec de l'eau. De l'eau à 13°, en la saturant de ce sel, tombera à 13° au-dessous de zéro, ce qui est un abaissement de température de 26°.

Voici encore une autre particularité relative à la production du froid : c'est que si l'on mêle la dissolution du nitrate d'ammoniaque étant à 13° au-dessous de zéro avec de l'eau à 13° au-dessus, il y aura encore 5° de froid de produit.

Ce n'est pas tout : si l'on prend la densité de la dissolution avant le mélange ainsi que celle de l'eau, on trouve ensuite que la densité du mélange est plus grande que la moyenne des deux autres densités; il y a donc eu condensation. Or, en général, la condensation amène production de chaleur, et cependant ici il y a production de froid.

On obtient des résultats analogues avec d'autres sels; mais avec celui-ci ils sont plus marqués. Ces résultats sont très importans pour la

théorie de la chaleur; c'est à M. Berthollet que l'on doit ces observations.

Le nitrate de baryte cristallise en octaèdres réguliers.

Ce sel a une solubilité dont je vais citer quelques nombres. 100 parties d'eau à zéro en dissolvent 5 parties; à 52°, elles en dissolvent 18 parties; à 101°,6, elles en dissolvent 35 parties.

Il est complètement insoluble dans l'alcool et dans l'acide nitrique.

En versant de l'acide nitrique sur une dissolution de nitrate de baryte, il se forme un précipité qui est le nitrate de baryte.

Cette expérience nous apprend une chose qu'il est bon de connaître; c'est que si l'on a pris du carbonate de baryte et qu'on verse de l'acide nitrique très concentré dessus, il ne se dissoudra pas, parce que le nitrate qui se forme est insoluble dans l'acide.

La chaleur fait décrépiter le nitrate de baryte; il se décompose, et donne de l'acide nitreux et de l'oxigène pur. Quand tout le nitrate est décom-

posé, il se forme du deutoxide de barium. Cependant, d'après les essais qui ont été faits, il paraît que ce deutoxide n'est pas aussi pur que celui que l'on obtient en faisant passer sur la baryte rouge de l'oxigène jusqu'à saturation.

Le nitrate de strontiane cristallise en beaux octaèdres, à une température ordinaire un peu froide : il contient assez d'eau. Il est plus soluble à froid que le nitrate de baryte.

Le nitrate de chaux présente quelque intérêt, parce qu'il existe dans le nitre en même temps que le nitrate de potasse, dans les bergeries, dans les étables, dans les habitations; mais les bergeries sont plus riches en nitrate de chaux que les matériaux provenant des démolitions.

Ce sel contient beaucoup d'eau de cristallisation : elle n'a pas été déterminée. Ses cristaux sont des prismes hexaèdres très allongés.

Il se dissout dans l'eau, et est très déliquescent. Il reste toujours humide à l'air.

L'alcool le dissout en abondance, tandis que le nitrate de potasse n'étant pas soluble dans l'al-

cool un peu concentré, on peut se servir de ce moyen pour analyser les platras. On prend une dissolution provenant des lessives des platras; on y verse de l'alcool, qui enlève le nitrate de chaux et précipite le nitrate de potasse. C'est un moyen simple d'analyse.

Le nitrate de chaux se décompose par la chaleur avec une extrême facilité, et il donne de l'acide nitreux en grande abondance. L'expérience est très facile à faire dans un petit tube de verre; les premières portions de gaz qui se dégagent sont même de l'acide nitreux.

Le nitrate de magnésie est tout-à-fait analogue au nitrate de chaux. Il est soluble dans l'alcool, très soluble dans l'eau, et plus facile à décomposer par la chaleur que le nitrate de chaux.

Le nitrate d'alumine est un sel d'une décomposition facile par la chaleur; il donne même beaucoup d'acide nitrique.

Voilà les sels formés par des bases terreuses ou alcalines. Je m'occuperai rapidement des sels à bases métalliques.

L'étain, mis en contact avec l'acide nitrique, donne un deutoxide qui est insoluble; mais en étendant l'acide de beaucoup d'eau, on obtient du protoxide qui se dissout dans l'acide. Cependant on n'a que momentanément cette dissolution.

L'antimoine se conduit de la même manière à peu près. Traité par l'acide nitrique, il donne de l'acide antimonieux et antimonique.

Le bismuth est attaqué vivement par l'acide nitrique, mais il reste en dissolution. On a un sel qui se présente sous forme de cristaux quadrangulaires terminés par des pyramides à quatre faces. Ce sel renferme trois proportions d'eau; sa réaction sur les papiers colorés est très forte.

Le nitrate de bismuth ne peut exister, pour ainsi dire, qu'à l'état solide. Si on le dissout dans de l'eau, il se décompose en deux sels. L'eau s'empare de l'acide, et il y a précipitation de l'oxide; mais l'acide et l'oxide ne sont pas purs. Le précipité est ce que l'on connaît sous le nom de *blanc de fard*. En précipitant avec peu d'eau,

on a de petits cristaux. Si l'on décompose le sel par la chaleur, on obtient de l'oxide de bismuth pur.

Le nitrate de cuivre se forme directement avec l'acide et le cuivre : le métal est vivement attaqué ; il faut même prendre de l'acide un peu affaibli. Sans cela, à mesure que l'action a lieu, il y a dégagement de chaleur, et l'action devient même assez forte pour produire une explosion et faire briser les vases ; aussi quand l'acide est concentré, l'action est tumultueuse et peut être dangereuse. Si l'on prend de l'acide nitrique très faible, il se dégage du gaz deutoxide d'azote, mais qui n'est pas très pur.

Le nitrate de cuivre cristallise en longs prismes quadrangulaires. Il est caustique, et corrode la peau ; la saveur en est épouvantable. Le cuivre donne toujours une saveur styptique particulière.

Ce sel se dissout en très grande quantité dans l'eau ; il est même soluble dans l'alcool. Les dissolutions sont bleues, ce qu'elles doivent à l'eau : quand le sel est anhydre, il est blanc.

On obtient un sous-nitrate de cuivre en versant de la potasse en petite quantité dans la dissolution de ce nitrate. Ce sous-nitrate contient un cinquième d'acide, selon M. Berzelius.

Le nitrate de cuivre exposé à l'action de la chaleur se décompose avec une grande facilité, et l'on obtient de l'oxide noir très pur. Cet oxide sert dans l'analyse des matières végétales et animales.

Si l'on veut savoir combien le cuivre exige d'oxigène pour s'oxider, on prend cinq grammes de cuivre pur que l'on met dans un matras; on verse dessus de l'acide nitrique, et quand le cuivre est dissous, on chauffe de manière à décomposer le nitrate: le poids de l'oxide indique facilement l'oxigène absorbé.

Le plomb forme des sels à plusieurs proportions avec l'acide nitrique. Il ne faut pas faire bouillir trop long-temps le plomb avec l'acide. Le nitrate de plomb est sans couleur; il cristallise facilement en octaèdres presque opaques. Sa saveur est sucrée, comme celle de tous les sels de plomb.

Il n'est pas très soluble dans l'eau ; car 100 parties d'eau n'en prennent que 13 parties à froid.

Exposé à l'action de la chaleur, il décrépite fortement, il fond, se décompose et donne pour produit de l'acide nitreux et de l'oxigène. C'est ce sel que l'on emploie pour avoir de l'acide nitreux pur. Pour cela on le met dans une cornue de verre, à laquelle on adapte une allonge pour communiquer au récipient. Le sel fournit un liquide jaune qui est l'acide nitreux anhydre. Il faut refroidir le récipient pour le condenser.

Le nitrate de plomb en dissolution est décomposé par l'ammoniaque, de manière qu'il reste du nitrate avec excès de plomb. En mettant peu d'ammoniaque, on a un sous-nitrate de plomb composé d'un atome d'acide et de deux atomes de base. Pour former $\frac{1}{3}$ nitrate de plomb on met un peu plus d'ammoniaque. Si l'on met un excédant d'ammoniaque, il se forme alors un autre sel ou $\frac{1}{6}$ nitrate de plomb. Ensuite on aura beau mettre une plus grande quantité d'ammoniaque, le $\frac{1}{6}$ nitrate ne sera pas altéré.

Ces phénomènes ont fourni à M. Berzelius des argumens sur la composition de l'azote, qu'il considère comme formé d'oxigène et d'une base particulière qu'il appelle *ammonium*.

Nous avons ici quatre sels. Supposons que l'azote soit un corps simple; alors dans le nitrate neutre l'oxigène de l'acide est quintuple de l'oxigène de la base; dans le sous-nitrate ou $\frac{1}{2}$ nitrate, l'oxigène de l'acide sera égal à deux fois et demie celui de la base; dans le $\frac{1}{3}$ nitrate, il sera égal à une fois et deux tiers celui de la base; et dans le $\frac{1}{6}$ nitrate, il sera égal aux cinq sixièmes de celui de la base; mais ces nombres 5, 2 $\frac{1}{2}$, 1 $\frac{2}{3}$, ne sont pas en proportions simples.

Supposons que l'azote soit un oxide; il y aura un atome d'oxigène dans la base. Ainsi dans le nitrate neutre, il y aura six fois l'oxigène de la base; dans le $\frac{1}{2}$ nitrate, trois fois l'oxigène de la base; dans le $\frac{1}{3}$ nitrate, deux fois celui de la base, et dans le $\frac{1}{6}$ nitrate, une fois celui de la base. Or, les nombres 6, 3, 2, 1 sont en rapport simple; d'où

M. Berzelius conclut que c'est la dernière supposition qui est la vérité.

Ce sont des présomptions, mais ce ne sont pas des faits.

Le mercure forme deux oxides, le peroxide et le protoxide, et forme aussi deux sels. En dissolvant à froid le mercure dans l'acide nitrique, vous aurez un sel particulier qui renfermera un atome d'acide, un atome d'oxide et deux atomes d'eau.

Lorsqu'on broie le nitrate de mercure avec le sel marin, il se forme du chlorure.

Les divers sels de mercure ont la propriété de se décomposer par l'eau et de produire du turbith nitreux. Ces turbiths sont extrêmement variables.

Les nitrates de mercure se décomposent par l'action de la chaleur; il se dégage de l'acide nitreux, de l'oxigène, et il reste un précipité rouge. C'est ce précipité qui est tout-à-fait analogue au peroxide et que les alchimistes préparaient dans *l'enfer de Boyle*, c'est-à-dire en tenant le mercure plusieurs jours sur le feu dans un matras,

de manière que le col ne donnât passage à l'air que par une ouverture capillaire.

Pour obtenir le précipité d'une belle couleur, il faut prendre du pernitrate dont la cristallisation a été troublée.

IMPRIMERIE DE HUZARD-COURCIER,
rue du Jardinet, n° 12.

COURS DE CHIMIE.

SOMMAIRE.

Nitrate d'argent. — Action du charbon et du phosphore ; sa décomposition par l'hydrogène ; emploi de ce procédé pour argenter les étoffes. — Moyen d'obtenir ce nitrate pur avec de l'argent contenant du cuivre. — Hyponitrites. — Leur composition ; leurs caractères. — Hyponitrite de plomb. — Hyponitrites basiques. — De la poudre à canon ; nature du charbon à employer dans sa composition. — Proportions de la poudre. — Sa préparation par le battage, les meules et les cylindres. — Action de la poudre dans les armes. — Gaz qu'elle donne en brûlant. — Des chlorates. — Leur action sur les combustibles. — Chlorate de potasse. — Action des combustibles. — Danger de son emploi pour fabriquer la poudre. Allumettes oxigénées. — Préparation du chlorate de potasse.

L'acide nitrique attaque très bien l'argent : cet acide est même son véritable dissolvant. Il se dégage du gaz nitreux ou deutoxide d'azote parfaitement pur, et il se forme une dis-

solution qui est du nitrate d'argent. Cette dissolution est acide quand on la conserve liquide; mais, si on l'évapore, on peut avoir un sel neutre. Ce sel est même du petit nombre de ceux qu'on peut regarder comme parfaitement neutres. Cela prouve que l'argent a une grande affinité pour les acides, et qu'il a un pouvoir neutralisant plus puissant que les autres bases, et peut chasser de leur combinaison les acides, qui n'auraient pas la même force, en supposant que la dissolubilité n'ait pas une influence sur ce fait, ce que nous ne pensons pas.

Le nitrate d'argent peut être obtenu en cristaux bien formés, quand il contient un petit excès d'acide. Ce sont alors des prismes rhomboïdaux droits, mais aplatis, ou des lames rhomboïdales qui se croisent en divers sens; lorsqu'il est neutre, il cristallise plus difficilement.

Il est formé d'un atome d'argent et d'un atome d'acide nitrique.

L'eau en dissout à peu près son poids, à la température ordinaire.

L'alcool en prend le quart de son poids.

Il est fusible à une chaleur moins élevée que la chaleur rouge, et coule alors comme de l'eau. Une température plus élevée le décompose; il donne de l'acide nitreux et de l'oxigène.

Quand l'argent n'est point mêlé avec du cuivre, le nitrate fondu a une couleur gris-perle. C'est dans cet état qu'on l'appelle *pierre infernale*.

Quand l'argent contient du cuivre, le nitrate fondu a une couleur brune. En Pharmacie, il faut éviter le cuivre, ce qui n'est pas difficile. Supposons du nitrate d'argent contenant un dixième de cuivre; en le faisant fondre et élevant assez la température, le nitrate de cuivre se décomposant plus facilement que le nitrate d'argent, on peut de cette manière purger le nitrate d'argent du cuivre qu'il contenait, en perdant un peu d'argent qu'on trouve ensuite dans le résidu. Vous vous rappelez que le nitrate de cuivre se change au feu en sous-nitrate insoluble, et que, lorsqu'on pousse la chaleur au-delà de la chaleur rouge, on n'a pour résidu que de l'oxide de cuivre.

Il existe cependant d'autres moyens de purifier l'argent ; toutefois il vaut beaucoup mieux se servir d'argent parfaitement pur, qu'on se procure aisément dans le commerce.

Le nitrate d'argent exposé à la lumière a la propriété de noircir. On ne connaît pas la nature de ce phénomène, et l'on ne sait pas l'espèce de changement qui s'opère.

Lorsqu'on plonge dans une dissolution d'argent un tissu de nature végétale ou animale, de la toile ou de la soie, par exemple, et qu'on l'expose à la lumière, le nitrate noircit ce tissu très promptement et forme une couleur indélébile. On a profité de cette propriété pour marquer le linge et les étoffes. C'est la marque la plus sûre; car celles de fil se détachent très aisément, et quand on se sert de l'oxide de fer, on peut l'enlever par le moyen des oxalates. Les marques de nitrate d'argent sont ineffaçables.

Il faut quelques précautions pour s'en servir. Il ne faut pas prendre une liqueur qui coule comme l'eau, parce qu'elle ne resterait pas dans le point

où elle serait placée. A une dissolution de nitrate plus ou moins étendue, on ajoute un peu de gomme arabique, et on l'emploie comme l'encre. On rend l'étoffe un peu plus ferme avec du carbonate de soude ou même avec du savon; on la passe au fer chaud pour lui donner un certain poli, et l'on écrit dessus comme sur le papier. On peut faire aussi des dessins. On expose l'écriture à la lumière; elle devient brune d'abord, puis noire; quelquefois, pour mieux voir les traits que l'on trace, on ajoute au nitrate une matière colorante.

Le nitrate d'argent est facilement réduit par une foule de corps; et en effet l'acide nitrique lui-même n'est pas d'une difficile décomposition, non plus que l'oxide d'argent. Si l'on mêle du nitrate d'argent avec du charbon et que l'on chauffe à la température de l'eau bouillante, on obtient un dégagement de deutoxide d'azote et d'acide carbonique; l'argent passe à l'état métallique et cristallise très bien.

En exposant la dissolution d'argent mêlée avec

du charbon au contact de la lumière, il y a aussi décomposition, dégagement d'acide carbonique, de gaz nitreux, et l'argent reste. La lumière est absorbée; il y a élévation de température dans l'endroit où la lumière frappe, et l'on obtient le même résultat que par la chaleur.

On peut réduire le nitrate d'argent par le phosphore, soit par la voie humide, soit par la voie sèche.

Si l'on frappe sur un mélange de nitrate d'argent et de phosphore, il y a détonation.

Une foule de corps peuvent décomposer le nitrate d'argent. La plupart des métaux opèrent cette décomposition et se substituent à l'argent.

On a voulu faire quelques applications de cette propriété du nitrate d'argent dans les arts. Une Anglaise, miss Fulham, avait remarqué qu'en exposant une étoffe de soie enduite de nitrate d'argent au gaz hydrogène, le nitrate était réduit et l'argent précipité à l'état métallique. C'était un moyen pour faire des dessins argentés sur les étoffes.

Cette réduction s'opère, il est vrai, mais on n'obtient jamais l'argent parfaitement métallique; il est terne, irisé, et n'a pas le brillant qui lui est propre.

On peut réduire l'argent du nitrate par quelques acides qui ont beaucoup d'affinité pour l'oxigène, comme l'acide phosphoreux, etc.

On se sert du nitrate d'argent dans les laboratoires, sous le nom de *dissolution d'argent*. On préfère cette dissolution à celle par l'acide sulfurique, qui, dans beaucoup de cas, occasione des précipités dus à l'acide du sel.

Le nitrate d'argent est employé en Pharmacie : on en fait usage à l'intérieur et à l'extérieur. Il est cautérisant, et est connu sous le nom de pierre infernale. On ne doit se servir que de celui qui est gris; on a aussi remarqué qu'il est un puissant antiseptique. C'est une propriété commune à d'autres corps, particulièrement au chlorure de mercure, qui conserve très bien les matières animales et végétales.

La dissolution des monnaies d'argent dans l'a-

cide nitrique est verte, parce qu'il y a du cuivre dans les pièces d'argent.

Si l'on voulait purifier une semblable dissolution du cuivre qu'elle renferme, on prendrait une portion de ce nitrate que l'on mettrait séparément dans un verre, et que l'on décomposerait par un excès de potasse ; le précipité brun d'oxides d'argent et de cuivre serait lavé jusqu'à ce qu'on eût enlevé tout le nitrate de potasse. En jetant ensuite cet oxide dans la dissolution d'argent restante, comme l'argent est plus neutralisant ou a plus d'affinité que le cuivre pour l'acide nitrique, il déplace et précipite le cuivre qu'elle contient.

On peut aussi purifier la dissolution par le moyen d'un peu de potasse, qui précipite l'oxide de cuivre de préférence à l'oxide d'argent; et comme le nitrate de potasse qui se produit ne donne lieu à aucun précipité dans les dissolutions avec lesquelles on mêle le nitrate d'argent, il est tout-à-fait indifférent dans la liqueur.

Voilà tout ce que nous dirons des nitrates métalliques : les autres ont peu d'intérêt. Vous êtes

maintenant en état de vous figurer les propriétés de ces sels qui sont tous solubles, à l'exception de quelques nitrates basiques, et facilement décomposables.

A côté des nitrates se trouvent les *hyponitrites*. Il y a deux acides au-dessous de l'acide nitrique, l'acide nitreux et l'acide hyponitreux. L'acide nitreux est formé de 1 atome d'azote et de 4 atomes d'oxigène, ou bien, en volume, de 1 d'azote et 2 volumes d'oxigène, ou bien encore, comme on peut l'obtenir avec le deutoxide d'azote, il est formé de 1 volume de gaz oxigène et de 1 de gaz nitreux, qui contient 1 d'azote et 1 d'oxigène.

L'acide hyponitreux est formé de 1 atome d'azote et de 3 d'oxigène, en sorte que nous avons cette série fort naturelle pour les combinaisons de l'oxigène et de l'azote :

1 atome d'azote et	1 d'oxigène produisent	le protoxide d'azote.
1 d'azote	2 d'oxigène	le gaz nitreux.
1 d'azote	3 d'oxigène	l'acide hyponitreux.
1 d'azote	4 d'oxigène	l'acide nitreux.
1 d'azote	5 d'oxigène	l'acide nitrique.

Ainsi l'azote donne trois acides; mais il n'y en a que deux, l'acide nitrique et l'acide hyponitreux, qui se combinent avec les bases. Lorsqu'on présente une base à l'acide nitreux, il se décompose, dégage de l'oxide d'azote, et produit un hyponitrite.

L'acide hyponitreux est formé, avons-nous dit, de 1 atome d'azote égal à 1,77036, et de 3 d'oxigène, ce qui donne, pour le poids atomistique de ce corps, 4,77036. En réunissant ce nombre à celui qui représente le poids de chaque base, vous aurez celui des différens sels.

Voici les caractères génériques de ces sels.

Ils sont toujours décomposés par la chaleur, et donnent des résultats analogues à ceux que donnent les nitrates.

Lorsqu'on les expose à l'action de la chaleur avec les combustibles, ils se décomposent et brûlent les combustibles comme le font les nitrates, mais avec beaucoup moins d'intensité, parce que, dans les hyponitrites, nous n'avons que 3 atomes d'oxigène, et que nous en avions 5 dans les ni-

trates. L'affinité pourrait jouer un rôle dans cette combustion, mais nous avons trop peu de notions à cet égard pour en tenir compte.

Aussitôt que l'on verse sur les hyponitrites un acide, par exemple, des acides sulfurique ou nitrique faibles, il se produit un dégagement de vapeurs rutilantes, qui sont de l'acide nitreux. L'acide hyponitreux se décompose en deux parties, en acide nitreux et en azote.

Lorsque l'on verse de l'acide sulfureux sur un hyponitrite, il y a décomposition de l'acide hyponitreux et formation d'acide sulfurique.

Lorsqu'on mêle de l'acide hydrochlorique avec de l'acide hyponitreux, celui-ci ne se décompose pas. Aussi ce mélange ne dissout pas l'or, comme fait l'acide nitrique uni à l'acide hydrochlorique, et qui forme ce qu'on appelle l'eau régale.

Les dissolutions des divers hyponitrites tenues en ébullition étant étendues d'eau, se décomposent. Il se forme des sous-nitrates en quantité suffisante pour saturer un tiers de la base, et il se dégage de l'azote.

Enfin, les divers hyponitrites mêlés à la dissolution rouge de manganèse, la décomposent promptement, et ramènent le manganèse au minimum d'oxidation.

Autrefois on donnait le nom de nitrites à des sels qui produisaient des vapeurs rouges par les acides; mais depuis que l'on connaît l'acide hyponitreux, c'est-à-dire depuis l'analyse de plusieurs sels faite par MM. Berzelius et Chevreul, on a vu que ces sels étaient des hyponitrites.

Parmi les hyponitrites, on ne connaît bien que celui formé par le plomb. En faisant bouillir du plomb avec du nitrate de plomb, le métal entre en dissolution peu à peu, et il se forme un $\frac{1}{2}$ hyponitrite de plomb, parce qu'il y a excès de base. Proust supposait qu'il se formait un sous-oxide, et que c'était un nitrate à un degré inférieur d'oxidation, tandis qu'il est certain que l'oxigène reste constant dans l'oxide. Si l'on prend 100 parties de nitrate de plomb cristallisé et 78 parties de feuille de plomb ou de plomb extrêmement divisé, en faisant chauffer de manière à

bouillir, on obtient un sel qui, par le refroidissement, cristallise en belles aiguilles dorées. Ce sel est un $\frac{1}{2}$ hyponitrite de plomb, formé de deux atomes d'oxide de plomb et d'un atome d'acide hyponitreux. Il a une réaction alcaline sur les papiers réactifs. L'eau le dissout en petite quantité; voilà pourquoi il se sépare de la dissolution par le refroidissement. Il n'en reste qu'une faible portion dans l'eau-mère.

L'acide sulfurique décompose facilement ce sel, dont M. Dulong a fait l'analyse.

L'acide carbonique que l'on fait passer dans une dissolution de $\frac{1}{2}$ hyponitrite de plomb a la propriété d'enlever la moitié de l'oxide de plomb et de le précipiter à l'état de carbonate. Il reste en dissolution un hyponitrite de plomb neutre.

On obtient aussi de l'hyponitrite de plomb neutre en versant une petite quantité d'acide sulfurique sur le $\frac{1}{2}$ hyponitrite de plomb.

En mettant une plus grande quantité de plomb avec le nitrate de plomb, on obtient un liquide

jaunâtre qui donne par l'évaporation des cristaux octaédriques réguliers comme ceux du nitrate de plomb; mais au lieu d'être blancs, ils sont jaunes.

Ce sel a les caractères des hyponitrites. C'est un $\frac{1}{3}$ hyponitrite; il contient une proportion d'eau. Si on le fait chauffer à la température de l'eau bouillante, il se décompose et donne du deutoxide d'azote.

Il y a un troisième hyponitrite de plomb que l'on obtient en faisant bouillir du plomb jusqu'à refus de dissolution dans le nitrate de plomb. Si vous prenez 2 parties de nitrate, 3 parties de plomb et 100 parties d'eau, en faisant bouillir jusqu'à ce que le tout soit dissous, vous obtiendrez un sel rouge brique pâle et qui sera le $\frac{1}{4}$ hyponitrite. Ce sel contient une proportion d'eau, et en raison de la grande quantité de plomb qu'il renferme il est moins soluble que les autres.

Voilà les trois sels qui ont été étudiés par MM. Berzelius et Chevreul. On sait qu'il existe

beaucoup d'autres hyponitrites, mais il n'ont pas été examinés.

Pour former de l'hyponitrite de cuivre, on prend une dissolution de sulfate de cuivre et l'on y verse avec précaution de l'hyponitrite de plomb; l'hyponitrite de cuivre se forme et reste en dissolution, tandis que le sulfate de plomb se précipite.

On fera de la même manière l'hyponitrite de fer. On ne sait rien de positif sur ces sels, qui n'ont pas été étudiés.

Je ne terminerai pas l'histoire des nitrates sans parler de l'une de leurs applications les plus importantes.

La poudre dont on se sert pour la chasse et pour la guerre est un mélange intime de trois substances que vous connaissez, de soufre, de charbon et de nitre. Le nitre doit être pur; s'il était mêlé à des chlorures, la poudre serait mauvaise et plus difficile à garder, parce que les chlorures sont déliquescens.

Le soufre s'obtient facilement pur par la dis-

tillation. Une bonne qualité de charbon est moins aisée à se procurer.

Le charbon a une très grande influence relativement à la qualité de la poudre, en raison de la manière dont il a été préparé. Il est très variable, selon le végétal qui l'a fourni. Les bois durs donnent un charbon plus compacte que celui des bois jeunes et tendres, comme les bois de bouleau, de saule, de peuplier. Les charbons légers peuvent se réduire facilement en poudre très fine, et en même temps ils sont d'une inflammation très rapide; les charbons compactes brûlent difficilement. Le mode de carbonisation a aussi de l'influence sur la qualité du charbon. En effet, si l'on poussait la carbonisation jusqu'au rouge blanc, le charbon serait privé d'hydrogène; il ne resterait que le carbone mêlé aux parties terreuses qui donnent les cendres. Lorsqu'il est amené à cet état de calcination, il est le moins combustible possible; il rougit dans le feu et s'éteint promptement à l'air. Mais, si l'on prend du charbon peu calciné, le moins possible

même, mais assez pour le rendre pulvérisable, et pour être dans cet état qu'on appelle *charbon roux*, vous aurez la qualité de charbon la meilleure : il forme la poudre rousse, bien supérieure à celle qui est faite avec du charbon noir. Ce n'est qu'en broyant fortement le charbon qu'on s'aperçoit de sa couleur. Si l'on examine la nature du charbon roux, on trouve qu'il contient encore de l'hydrogène, qu'il brûle beaucoup mieux quand on l'enflamme, et qu'il continue à brûler en le retirant du feu. Ce n'est que depuis que l'on connaît cette condition que l'on est parvenu, en France, à faire des poudres aussi bonnes et même meilleures que celle des Anglais qui, pendant un certain temps, nous avaient devancés; elles sont même trop fortes pour les armes à feu d'une grande force, comme les canons, dont le métal est un alliage qui oppose moins de résistance que le fer.

Voici les proportions des matières qui forment la poudre : en France, pour la poudre de guerre, on emploie 75 parties de nitre, 12 parties $\frac{5}{10}$ de

charbon et 12 parties $\frac{5}{10}$ de soufre. Il peut y avoir des variations à cet égard.

Pour la poudre de chasse, on emploie 78 parties de nitre, 12 de charbon, 10 de soufre.

La poudre anglaise est faite avec 75 parties de nitre, 15 ou 16 de charbon, 10 ou 9 de soufre.

Les autres peuples ont des proportions qui varient un peu.

Étant données ces trois substances dans les proportions que nous venons d'indiquer, il faut obtenir un mélange intime; car plus le mélange est intime, et plus la poudre a de force. Je n'entrerai pas dans les détails du procédé mécanique que l'on emploie pour faire ce mélange : le simple pilon suffit pour cela; mais il y a des moyens plus parfaits en usage dans les ateliers du gouvernement. On met les matières avec des balles de métal dans des tonneaux qui tournent, ou bien on les écrase sous une meule pesant 5 à 6 mille kilogrammes : on obtient ainsi une matière très divisée et très comprimée. Cette matière, mêlée avec un peu d'eau, forme ce

qu'on appelle des *galettes*, que l'on fait passer a travers des cribles, pour avoir la poudre en grains.

Il y a un procédé pour faire la poudre parfaitement ronde. Il consiste à prendre la poudre grainée comme on le fait ordinairement, et à la mettre avec de la poudre en poussière, dans une tonne tournante, en arrosant avec un peu d'eau (10 à 12 pour cent); chaque grain s'en imbibe, et vous concevez ensuite qu'à ces grains humides et difformes s'attache la poussière, par couches concentriques, et que l'adhésion est intime par suite de l'affinité capillaire : le petit grain devient le noyau d'une sphère dont les couches supérieures sont concentriques; cette sphère est dure, dense et d'une rondeur parfaite.

On tamise cette poudre à travers des tamis dont les mailles sont plus ou moins fortes, et l'on a de la poudre ronde de plusieurs grosseurs. Cette poudre ne s'égrène pas facilement sous les doigts, parce qu'elle n'a pas d'inégalités qui opposent de la résistance au frottement.

On mêle aussi les substances qui composent la poudre par un autre procédé que ceux que nous avons rapportés: il consiste à écraser les trois matières dans des mortiers en bois avec des pilons en bronze; quand les substances sont pulvérisées, on y mêle de l'eau pour donner la consistance d'une pâte et l'on graine ensuite.

Voilà, en général, comment on fait la poudre.

Pour avoir la poudre la plus inflammable, il faut que le charbon ne soit pas dur et que les grains ne soient pas trop denses. Quand la poudre a une trop grande densité, elle ne brûle qu'à la superficie; quand elle est poreuse, la flamme pénètre dans les interstices, la poudre brûle tout entière et très rapidement. De là il arrive que certaines poudres très légères, et d'ailleurs de fort mauvaise qualité, s'enflamment avec tant de violence qu'elles font éclater les armes. Il faut encore avoir égard à la grosseur des grains de la poudre. Les petits grains valent mieux pour la chasse : une poudre en gros grains serait en partie projetée, sans être enflammée. Dans les canons, une poudre

fine ferait éclater l'arme. La poudre de mines exige des grains plus gros encore, parce qu'il suffit de produire des ruptures, et l'on doit éviter les explosions violentes.

Les poudres faites avec les précautions dont je viens de parler ont une supériorité très grande sur les anciennes: la poudre royale, dont se servent maintenant les chasseurs, doit être employée en plus petite quantité. La charge des canons n'est plus aussi considérable qu'elle était. Les effets de la poudre dépendent de l'instantanéité de l'inflammation. Il ne faut pas croire cependant que la meilleure poudre serait celle qui s'enflammerait instantanément; on aurait alors de la poudre fulminante qui brise toutes les armes dans lesquelles on la met, et qui ne jette pas les projectiles fort loin. Nous avons des substances fulminantes, comme l'iodure d'azote, le chlorure d'azote, qui détonent instantanément; quand on les touche, elles font entendre un grand bruit. Les poudres fulminantes d'argent et de mercure produisent le même résultat, et font un bruit environ mille fois

plus grand que la poudre ordinaire. On ne pourrait les employer dans les armes.

Voici ce qui se passe dans l'inflammation de la poudre. Sa combustion donne naissance à des gaz qui se dégagent. Si cette combustion a lieu de manière que le mobile ne soit chassé de l'arme que quand la poudre est tout entière enflammée, vous sentez que l'action de la poudre sera alors complète et que son effet sera bien plus grand que si elle s'enflammait dans un seul endroit. Il faut donc que la poudre ait le temps de s'enflammer successivement pendant que le mobile est dans l'arme. L'arme serait exposée à être détériorée si la combustion était plus rapide. Voilà pourquoi il y a une limite dans les perfectionnemens à donner à la fabrication de la poudre, et qu'en cherchant à améliorer, on risque de tomber dans de grands inconvéniens.

Pour donner une idée de l'instantanéité de l'inflammation, je prends les matières de la poudre, mais mal mélangées, je les mets dans une cuillière de fer sur les charbons: le mélange fusera et pro-

duira ensuite une détonation comme si elle était dans un mousquet.

La même matière jetée sur des charbons, fuse et s'enflamme avec explosion.

Les effets de la poudre sont très aisés à expliquer. Dans l'inflammation, il se forme des gaz en très grande quantité : nous avons l'azote, provenant de la décomposition de l'acide nitrique; l'acide carbonique, qui est le résultat de la combustion du charbon, et aussi un peu d'acide de carbone. De ces trois gaz, les deux premiers sont en quantité considérable. Or, ces gaz occupent un espace très grand : la poudre ordinaire enflammée donne des gaz qui, étant recueillis, occupent un volume 450 fois plus grand que l'espace occupé par les matières qui les produisent. Mais les gaz provenant des détonations dans les armes ou dans les mines occupent un volume bien plus grand encore et qu'on ne saurait mesurer, parce que dans les détonations il y a production d'une si grande quantité de chaleur, qu'elle doit dilater les gaz d'une manière énorme. On ne peut pas même apprécier

par approximation le volume que peuvent avoir les gaz ; par des calculs établis sur des probabilités, on a trouvé qu'il devait être excessif et que la température pouvait s'élever à trois ou quatre mille degrés.

Les gaz sont composés de la manière suivante : sur 100 parties, il y a 53 parties d'acide carbonique, 42 d'azote et 5 d'oxide de carbone. Mais ces résultats varient suivant les poudres ; ce sont les anciennes poudres qui ont donné ceux que nous venons de rapporter.

Nous allons maintenant nous occuper d'un autre genre de sels ; ce sont les chlorates, qui renferment un acide que vous connaissez et qui a la propriété de neutraliser tous les corps. Les chlorates ont à peu près les mêmes caractères que les nitrates, et sont aisés à connaître. Lorsqu'on les expose à l'action de la chaleur, ils se décomposent en totalité comme les nitrates, mais en donnant des produits différens. Ils donnent constamment de l'oxigène pur, et il reste un chlorure ou bien un oxide. Les chlorures alcalins nous donneraient

de l'oxigène et un chlorure. La quantité d'oxigène qui se dégage est considérable : elle est égale à six atomes ou aux deux cinquièmes du poids du sel pour le chlorate de potasse.

En raison de cette facile décomposition, lorsqu'on les projette sur les charbons, vous concevrez ce qui arrive : la déflagration est considérable parce qu'il y a beaucoup d'oxigène.

Dans l'acide chlorique, le chlore et l'oxigène sont retenus avec moins de force que l'azote et l'oxigène dans l'acide nitrique ; de sorte qu'il faut considérer le chlore comme pouvant céder beaucoup d'oxigène. Dans les chlorates, il peut en céder six proportions.

Chauffés avec les corps combustibles, avec le soufre, par exemple, les chlorates donnent une grande quantité d'acide sulfureux et de l'acide sulfurique.

Quand on les traite par l'acide hydrochlorique, ils donnent du chlore et du protoxide de chlore ; traités par l'acide sulfurique, ils donnent de l'oxide de chlore.

Les chlorates sont tous solubles.

Le nombre atomique de l'acide chlorique est. 9,42650
formé d'un atome de chlore. . 4,42650
Cinq atomes d'oxigène. . . 5.

Tous les chlorates seraient intéressans à étudier ; mais jusqu'ici on n'a obtenu l'acide chlorique qu'en petite quantité. On ne connaît bien que le chlorate de potasse, que l'on prépare facilement en grand. Il y a aussi quelques chlorates en usage dans les laboratoires qu'il est important de connaître.

Le chlorate de potasse est un sel tout-à-fait anhydre. Il est formé d'un atome d'acide et d'un atome de base ; on l'obtient cristallisé en petites lames rhomboïdales qui s'épaississent en se superposant et forment un prisme. La saveur en est à peu près la même que celle du nitrate de potasse. L'eau à froid en dissout peu ; elle en dissout beaucoup à chaud. 100 parties d'eau à zéro en dissolvent 3,3 parties ; à 15°,4, elles en dissol-

vent 6; à 49°,1, 19; à 71°,9, 60; à 104°,8, 60,2.

La solubilité du chlorate de potasse est une propriété qu'il est utile de connaître pour sa préparation.

Exposé à l'action de la chaleur, il fond assez facilement; mais il faut porter la température à 400° environ, car il ne fond pas à 360°. On peut le couler lorsqu'il est en fusion. Si l'on chauffe plus fortement, il se décompose et donne 6 atomes d'oxigène, et il reste du chlorure de potassium, c'est-à-dire que les 5 atomes d'oxigène de l'acide et l'atome d'oxigène du potassium se dégagent.

Le chlorate de potasse se décompose aussi, étant mêlé avec les corps combustibles, et même il détone lorsque le mélange est un peu intime. On peut faire détoner par la percussion un mélange de soufre et de chlorate de potasse : la détonation est considérable, et il faut faire la percussion avec précaution; il se dégage de l'acide sulfureux.

Le chlorate de potasse mêlé au charbon, au

benjoin, à diverses matières résineuses, détone aussi par la percussion.

Il faut voir dans la percussion deux modes d'action : d'abord elle rapproche les parties et augmente l'affinité de leurs élémens; puis elle développe de la chaleur, qui est la conséquence du rapprochement des parties.

Le phosphore, qui est éminemment combustible, détone plus fortement que les autres corps; il faut même des précautions pour ne pas courir de danger en faisant cette expérience. On opère le mélange sous l'huile térébenthine, et on le fait détoner par petites parties.

Enfin, je puis dire que la plupart des métaux facilement oxidables, que leurs sulfures même, ont la propriété de détoner par le choc étant mêlés avec le chlorate de potasse : dans ce cas, le chlore reste toujours avec le potassium.

Les acides que l'on verse sur le chlorate de potasse, particulièrement l'acide sulfurique, le décomposent : il se dégage du deutoxide de

chlore, formé de deux volumes d'oxigène et d'un volume de chlore.

Lorsqu'on jette du chlorate de potasse dans de l'acide sulfurique concentré, il y a production de chaleur suffisante pour enflammer les corps combustibles, comme le soufre, les résines. C'est sur cette propriété qu'est fondée la préparation des *allumettes oxigénées*. On prend trois parties de chlorate de potasse, une partie de soufre, une partie de sucre, le tout en poudre, et une demi-partie de gomme arabique; on mêle d'abord les trois premières substances; on ajoute la gomme avec un peu d'eau, pour en faire une pâte que l'on colore, si l'on veut, avec du cinabre, et l'on met un peu de cette pâte au bout d'une allumette soufrée. Lorsqu'on plonge l'allumette dans de l'acide sulfurique concentré, il y a production de chaleur, décomposition rapide du chlorate et inflammation des corps combustibles.

On a cherché à faire de la poudre avec le chlorate de potasse.

On en a beaucoup fabriqué à Essone; mais

cette fabrication, malgré les précautions qui ont été prises, a causé des accidens dont vous avez sans doute entendu le récit, et l'on a été obligé d'y renoncer. On a même décomposé la poudre qui avait été faite, parce qu'elle s'enflammait au moindre choc quand on la transportait. Il y en avait un dépôt près de la Salpétrière. On a lavé cette poudre : le chlorate de potasse qui en est provenu a servi à faire des allumettes ; c'est même le seul emploi qu'il ait trouvé.

La poudre de chlorate de potasse ayant la propriété de s'enflammer par le choc, on a imaginé d'en faire usage pour l'amorce des fusils et pour faire des fusils à percussion. Chaque armurier avait une petite recette particulière ; mais on a abandonné cette amorce, parce qu'on a bientôt reconnu qu'elle avait le grand inconvénient de détériorer le canon du fusil par la grande humidité qu'elle produit.

On fait maintenant des amorces avec du fulminate de mercure ; on pourrait même en faire usage pour les armes de guerre.

Le chlorate de potasse n'existe pas dans la nature.

En faisant arriver du chlore dans une dissolution de potasse peu concentrée, il se forme d'abord un composé que l'on a désigné sous le nom de chlorure de potasse; composé fort remarquable par sa propriété de détruire les couleurs végétales et animales, et de servir au blanchîment.

Si la dissolution de potasse est très étendue d'eau, ilne se forme que le chlorure dont nous venons de parler et que quelques chimistes ont nommé chlorite de potasse; mais si la dissolution de potasse est concentrée, arrivée à un certain terme de saturation, il se fait un partage entre les composés du chlore et de la potasse, et ce partage est déterminé par le peu de solubilité des composés nouveaux qui se forment.

Prenons 6 atomes de potasse et 6 atomes de chlore : si la dissolution est concentrée, il y a formation de chlorate de potasse presque insoluble et qui se précipite, et de chlorure de potassium qui reste en dissolution.

En effet 6 atomes de potasse combinés avec 6 atomes de chlore donneront les résultats suivans :

1°. 5 atomes de potasse fourniront 5 atomes d'oxigène qui, unis à 1 atome de chlore, produiront 1 atome d'acide chlorique. Cet acide se combinera avec 1 atome de potasse, et formera le chlorate de potasse insoluble.

2°. Il restera 5 atomes de potassium et 5 atomes de chlore qui composeront le chlorure de potassium, lequel restera en dissolution.

IMPRIMERIE DE HUZARD COURCIER,
rue du Jardinet, n° 12.

COURS DE CHIMIE.

SOMMAIRE.

Chlorate de potasse. — Chlorate de soude. — Chlorate d'ammoniaque. — Chlorate de baryte. — Sa préparation par le chlorate de potasse. — Chlorate de strontiane. — Chlorate et chlorure de chaux. — Emploi du chlorure de chaux pour le blanchîment; sa décomposition par l'acide carbonique et par la lumière.—Eau de Javelle.—Chlorates oxigénés.—Chlorate oxigéné de potasse.—Bromates.—Iodates.—Iodate de potasse. — Iodate de soude. — Iodate d'ammoniaque. — Iodate de baryte, de strontiane et de chaux. — Existence problématique des iodites. — Sels formés par les hydracides. — Nature de ces combinaisons. — Fluorures et hydrofluates. — Hydrofluate d'ammoniaque; son action sur le verre. — Hydrofluate de potasse. — Hydrofluate de soude. — Fluorure de calcium.

Dans cette séance, nous allons poursuivre l'examen des chlorates. Nous en étions resté à celui de potasse. Je tâcherai aussi de suppléer à ce que n'a pas dit M. Thénard : je vous parlerai des chlorures, dont il ne vous a pas entretenus.

Lorsqu'on fait passer du chlore à travers une dissolution très faible de potasse, on obtient du chlorure de potasse. Le chlorure de potasse est un liquide ayant une odeur qui rappelle celle du chlore, qui détruit les couleurs végétales, et se décompose facilement par la chaleur.

Mais si, dans une dissolution concentrée de potasse, on fait passer du chlore, lorsqu'on sera arrivé à un certain terme, il se fera un partage, et il y aura production de chlorate de potasse et de chlorure de potassium, par la combinaison des élémens de l'eau. Le chlorure de potasse est plus aisé à décomposer que le chlorate de potasse et que le chlorure de potassium; c'est pourquoi ces derniers se forment dans la dissolution concentrée, parce que les élémens tendent sans cesse à former des combinaisons plus stables.

Le chlorate de potasse se précipite, et on le sépare du chlorure de potassium.

On peut former de la même manière les autres chlorates.

La véritable manière de préparer le chlorate

de soude est de combiner de l'acide chlorique avec la soude. On ne prépare en grand, dans les arts, que le chlorate de potasse. Le chlorate de soude est plus soluble que le chlorate de potasse.

Le chlorate d'ammoniaque ne peut être fait que par la combinaison directe de l'acide avec l'ammoniaque. Si l'on fait passer du chlore à travers l'ammoniaque, celle-ci se décompose instantanément, il se dégage de l'azote, et il y a formation d'hydrochlorate dammoniaque.

Le chlorate d'ammoniaque projeté sur les charbons, brûle avec flamme, à peu près comme le nitrate d'ammoniaque. Il ne faudrait pas opérer la décomposition de ce sel dans un tube de verre, afin d'en recueillir le gaz, comme on fait ordinairement; il y aurait explosion. En général, quand vous voudrez faire des expériences de décompositions des matières qui peuvent fulminer par la chaleur, il faut les mêler avec des substances inertes, comme le sable, le sulfate de potasse, etc. Les matières ainsi mêlées ne peuvent recevoir subitement l'impression de la chaleur, et l'on par-

vient ainsi à décomposer même les poudres les plus fulminantes.

Le chlorate de baryte est un sel que l'on peut former directement, mais avec difficulté. Le procédé le plus usité est celui de Wholer. Il cristallise en prismes quadrangulaires, coupés obliquement à leur sommet. 100 parties d'eau, à la température ordinaire, en dissolvent 12 parties.

Étant donné du chlorate de baryte, on n'a qu'à le dissoudre dans l'eau, y verser de l'acide sulfurique en tâtonnant, le sulfate de baryte se déposera, et il ne restera en dissolution que l'acide chlorique. C'est ainsi que l'on obtient cet acide.

Mais comment obtient-on le chlorate de baryte abondamment? C'est avec le chlorate de potasse. Il y a un acide que l'on nomme *fluorique silicé* ou *fluosilicique*, qui a la propriété de former avec la potasse un sel insoluble à froid. En mêlant cet acide en excès avec une dissolution de chlorate de potasse, il se forme une combinaison insoluble entre cet acide et la base, qui se séparent sous la forme d'une gelée que l'on n'aperçoit pas d'abord;

elle nage dans la liqueur, elle est transparente, et fait voir des couleurs irisées; elle se rassemble bientôt en tombant, et finit par devenir très épaisse. On la sépare par le filtre. C'est d'après cette propriété qu'on obtient le chlorate de baryte. On verse avec excès de l'acide fluosilicique dans une dissolution de chlorate de potasse, et ensuite on ajoute de l'eau de baryte, aussi en excès : il se forme du chlorate de baryte qui reste en dissolution, et une combinaison de la potasse avec l'acide fluo-silicique qui est insoluble On la sépare par le filtre; on fait passer un courant de gaz acide carbonique à travers la dissolution, pour en précipiter la baryte qui est en excès; on filtre de nouveau, et l'on chauffe pour dégager l'acide carbonique qui est resté dans la dissolution. On obtient ainsi du chlorate de baryte pur.

Le chlorate de strontiane se forme de la même manière.

Le chlorate de chaux est excessivement soluble. Il se forme en combinant directement la chaux

avec l'acide chlorique. Ce sel se décompose aisément.

Le chlorure de chaux est un produit que l'on forme aujourd'hui très en grand, et qui est employé pour remplacer le chlore ou le chlorure de potasse dans les opérations du blanchîment.

On obtient le chlorure de chaux en faisant arriver du chlore dans un lait de chaux ou sur de la chaux : on prend pour cela de la chaux hydratée, qui contient un atome d'eau. C'est la chaux plongée dans l'eau, qu'on laisse éteindre à l'air et qui se réduit en poussière. On met cette chaux en poudre impalpable sur des tablettes larges et peu profondes, placées les unes sur les autres dans une chambre; on fait arriver du chlore dans cette chambre, et la saturation se fait promptement à la surface et même à l'intérieur. Cependant quand on veut avoir du chlorure plus homogène, on retourne la chaux et on l'écrase.

Dans les laboratoires, si l'on veut en former, il suffit de faire passer du chlore à travers un lait de chaux. Le chlorure de chaux est ce que l'on

appelait autrefois le *muriate oxigéné de chaux.* Quelques chimistes le nomment actuellement *chlorite* de chaux ; nous conservons le nom de chlorure.

Le chlorure de chaux détruit les couleurs végétales ou animales avec autant d'énergie que le chlorure de potasse : une même quantité de l'un ou de l'autre produit le même effet.

Il y a des circonstances où il se forme du chlorate de chaux en préparant le chlorure ; c'est lorsque la température s'élève, ce qui a lieu quand on fait arriver trop abondamment le chlore sur la chaux. Le chlorate qui se forme est le tiers de celui qu'on obtiendrait si tout se changeait en chlorate. Il y a encore une autre circonstance qui donne un résultat semblable ; c'est lorsqu'on élève la température artificiellement. Dans cette fabrication, qui est aujourd'hui très importante et dont les produits sont considérables, il suffit de faire passer lentement le chlore au travers de la chaux, et d'éviter que la température s'élève trop.

Le chlorure de chaux se dissout facilement,

mais il change alors de nature. A l'état solide, ce chlorure contient 1 atome de chlore et 2 atomes d'hydrate de chaux. Quand on le dissout, il se fait un partage : la moitié de la chaux se précipite sous forme d'hydrate, et le chlorure qui reste en dissolution n'est composé que d'un atome de chaux et d'un atome de chlore.

Comme le chlore est un corps gazeux, si vous faites passer une grande quantité d'acide carbonique dans la dissolution de chlorure de chaux, l'acide carbonique se combinera avec la chaux et la précipitera, et le chlore deviendra libre. Cela peut avoir lieu pour tous les chlorures d'oxides qui peuvent être décomposés par l'acide carbonique, que l'on fait arriver en quantité convenable dans leur dissolution.

On peut réciproquement décomposer les carbonates par le chlore : cela dépend de la quantité de chlore que l'on emploie.

Le chlorure de chaux peut donc s'altérer à l'air, dans lequel il y a toujours de l'acide carbonique; mais le chlorure de chaux, exposé à l'air, éprouve

encore une autre cause d'altération : c'est qu'il se décompose par l'action de la lumière ; il se forme alors du chlorate de chaux, et il reste du chlorure de calcium. Au bout de plusieurs mois, d'une année, le chlorure peut être détruit, et changé en chlorate et en chlorure de calcium.

Voilà les principaux phénomènes que nous présente le chlorure de chaux. Pour terminer son histoire, je dirai qu'il est facilement décomposé ; que l'acide sulfurique en dégage le chlore ; qu'il détruit les couleurs, et que s'il est concentré, il les détruit aussi bien que si l'on employait le chlore lui-même.

Nous ferons observer que l'opinion de ceux qui prétendent que le chlorure de chaux est un chlorite n'est pas fondée, puisqu'en faisant passer une grande quantité d'acide carbonique dans le chlorure de chaux, le chlore se dégage à l'état naturel : c'est donc du chlore qui est combiné avec la base.

Je ne parlerai pas des autres chlorures. Celui de potasse a été préparé anciennement à Javelle ;

c'est pour cela qu'on l'appelait *eau de Javelle*. On se sert maintenant du chlorure de soude, parce que la soude est à meilleur marché que la potasse. L'eau de Javelle peut être remplacée parfaitement par le chlorure de chaux.

Nous avons un genre de sels que l'on nomme chlorates oxigénés. En décomposant le chlorate de potasse par l'acide sulfurique, on est parvenu à obtenir un acide qui renferme deux atomes d'oxigène de plus que l'acide chlorique.

Le comte Stadion, en traitant une partie de chlorate de potasse par deux parties d'acide sulfurique et chauffant légèrement en produisant une chaleur de 42° environ, a remarqué que l'acide chlorique se décompose de manière à former de l'oxide de chlore et un acide plus oxigéné que l'acide chlorique. Il y a production dans cette expérience de deutoxide de chlore, qui renferme deux volumes d'oxigène contre un volume de chlore, ou un atome de chlore contre quatre atomes d'oxigène. Ce gaz se dégage, et il se forme en même temps un acide nouveau qui reste

combiné avec de la potasse, tandis que l'acide sulfurique s'empare d'une autre portion de la potasse. Par des lavages convenables, on parvient à obtenir séparément le bi-sulfate de potasse et le chlorate oxigéné de potasse, qui est peu soluble et qui reste sur le filtre. Par une expérience bien soignée, on peut obtenir en chlorate oxigéné les vingt-huit centièmes du chlorate de potasse employé.

En admettant que le partage se fasse comme je viens de le dire, on trouve par la théorie qu'on devrait obtenir $\frac{1}{3}$ de chlorate de potasse en chlorate oxigéné de potasse.

On a de cette manière un sel qui peut représenter tout un genre ; on est parvenu à en retirer l'acide chlorique oxigéné en employant l'acide sulfurique.

Quand on a l'acide chlorique oxigéné, on peut le combiner avec les bases : les sels qu'il donne n'ont pas été étudiés en particulier.

Voici les caractères de ce genre de sels. Ils fusent avec violence sur les charbons, parce qu'ils

contiennent deux atomes d'oxigène de plus que les chlorates simples. Le résidu est du chlorure de potassium, si l'on fait fuser du chlorate oxigéné de potasse.

Il y a huit atomes d'oxigène dans ces sels : sept atomes dans l'acide et un dans la base ; de sorte que le nombre atomique de l'acide chlorique oxigéné est. 11,42650

formé de 7 atomes d'oxigène. 7

1 atome de chlore. . . . 4,42650

Ces sels sont d'ailleurs parfaitement neutres. L'acide est puissant et neutralise toutes les bases.

Ils sont décomposés par les corps combustibles et par la chaleur.

Il faut cent parties d'eau pour dissoudre une ou deux parties de chlorate oxigéné de potasse. On l'a obtenu en cristaux très petits, qui paraissent être des octaèdres.

Après les chlorates, viennent des sels qui se placeraient naturellement ici : ce sont les *bromates*, genre connu depuis peu. Les phénomènes

qu'ils présentent ont beaucoup de rapport à ceux qu'offrent les *iodates ;* nous n'entrerons dans aucun détail à cet égard.

Nous parlerons des *iodates*, parce que l'iode est un corps qui a de l'analogie avec le chlore, et parce que les sels qu'il donne présentent des phénomènes faciles à saisir qui expliqueront d'autres phénomènes.

L'acide iodique est formé d'un atome d'iode et de cinq atomes d'oxigène.

Le poids d'un atome d'iode est égal à.	15,37562
Le poids des cinq atomes d'oxigène est égal à.	5
Donc le poids de l'atome de l'acide est égal à.	20,37562.

Tous les iodates sont facilement décomposés par la chaleur rouge obscure, et il se produit avec certaines bases, comme la potasse et la soude, un dégagement d'oxigène supérieur en quantité à celui qui est dans l'acide, et il reste de l'iodure de potassium ou de sodium. La quantité d'oxi-

gène qui se dégage est de six atomes, dont cinq appartiennent à l'acide, et un à la potasse ou à la soude.

Vous concevez qu'à raison de cette quantité d'oxigène, les iodates, mis sur les charbons, activent la combustion.

D'autres iodates se décomposent en donnant de l'oxigène et de l'iode en même temps, et la base reste pure : c'est ce qui arrive en décomposant l'iodate de baryte, qui donne de la baryte pure. Il se produit cinq atomes d'oxigène appartenant à l'acide iodique; l'iode se dégage en même temps.

Les iodates de potasse et de soude se décomposent complètement, et les bases passent à l'état métallique.

Mis sur le feu, l'iodate de baryte donne lieu à un dégagement de vapeurs violettes.

Si l'on verse de l'acide sulfureux dans un iodate, l'iode est aussitôt précipité, et il y a formation d'acide sulfurique.

Nous ne citerons qu'un petit nombre d'espèces

d'iodates; la plus remarquable est l'iodate de potasse.

Je mêle de l'iode et de la potasse très étendue, il n'y a rien d'apparent dans la combinaison qui se forme; on dirait que les deux substances se sont dissoutes l'une dans l'autre; mais si l'on concentre la dissolution, il y a partage, et il se produit un précipité.

Il y a formation d'iodate de potasse et d'iodure de potassium : l'iodate se dépose; l'iodure reste en dissolution. On fait directement l'iodate avec de la potasse concentrée; c'est un sel blanc qui se précipite. Il se passe pour l'iode les mêmes phénomènes qu'avec le chlore. On soumet plusieurs fois l'iodate à la cristallisation pour l'obtenir pur. Nous n'entrerons pas dans d'autres détails sur cette préparation.

On forme de la même manière les iodates de baryte, de soude, de chaux. Ces sels sont tout-à-fait insolubles, la dissolution d'où ils se précipitent contient des iodures de barium, de sodium, de calcium.

L'iodate de potasse préparé comme je viens de le dire est en cristaux cubiques.

Cent parties d'eau à 14° en dissolvent 7 parties et demie.

Ce sel est anhydre et est composé d'un atome de base et d'un atome d'acide.

L'iodate de soude se prépare de la même manière : ses cristaux ont la forme cubique et il est anhydre.

En mettant assez d'iode dans une dissolution de soude pour que la liqueur commence à se colorer, on obtient des prismes hexaèdres coupés perpendiculairement à leur axe ; ils contiennent alors onze proportions d'eau.

L'iodate d'ammoniaque peut être obtenu par divers procédés. En prenant une dissolution de chlorure d'iode et en la saturant d'ammoniaque, il se forme du chlorure d'ammoniaque et de l'iodate d'ammoniaque que l'on peut séparer, parce que l'iodate est bien moins soluble que le chlorure.

L'iodate d'ammoniaque détone facilement.

Les iodates de chaux et de strontiane sont si peu solubles qu'il faut 500 parties d'eau pour en dissoudre une de ces sels.

Les iodates de baryte, de chaux et de strontiane sont tellement stables, que l'acide sulfurique les décompose difficilement ; il ne les décompose même pas complètement.

Étant donné de l'iodate de potasse, en le versant dans une dissolution d'argent, on obtient de l'iodate d'argent.

Il n'y a pas long-temps qu'on a pensé à l'existence de l'*acide iodeux;* il est vrai qu'on ne l'a point encore obtenu isolé. On avait remarqué qu'en mettant de l'iode avec de l'iodate de soude et en faisant évaporer, on obtenait des cristaux bien terminés en prismes hexaèdres et dans lesquels on trouvait un excès d'iode.

On a pensé que ces cristaux sont des iodites, analogues aux hyposulfites. Il est certain qu'il y a là une combinaison particulière : est-ce un iodite, un hypoiodite? on n'en sait encore rien.

Nous aurions à continuer l'examen des sels

formés par les *oxacides;* mais nous suivons ici la méthode de M. Thénard, et nous devons nous occuper des sels formés par les *hydracides*.

Les *hydracides* sont très nombreux : ils sont formés par des corps combinés avec l'hydrogène et que l'on considère comme étant des acides. Ces acides, unis avec des bases, donnent des combinaisons que l'on nomme aussi *des sels*, quoiqu'elles dussent être nommées différemment. D'après les définitions ordinaires, un sel doit être la combinaison d'un oxacide avec une base. Dans l'origine, on n'a pas regardé le sulfure de potassium comme étant un sel : la présence d'une base ne suffisait pas pour faire porter la dénomination de sel à la combinaison dont elle faisait partie ; il fallait pour constituer un sel proprement dit un acide formé par l'oxigène et une base. Mais la ressemblance entre les propriétés des combinaisons des hydracides avec les bases, et les propriétés des combinaisons des oxacides avec les mêmes bases, a fait donner le nom de sels aux premières combinaisons comme aux secondes.

Quoi qu'il en soit, quand on combine un hydracide avec une base, on peut obtenir deux sortes de produits.

Si la combinaison de l'hydracide a lieu avec une base végétale, que l'on ne peut pas regarder comme étant un oxide, il est incontestable que cela donne naissance à un sel, puisqu'il faut appeler de ce nom les combinaisons des hydracides. La combinaison de l'ammoniaque avec un hydracide donne aussi naissance à un sel.

Mais si, au lieu d'ammoniaque, ou d'une base végétale, on combine l'hydracide avec une base oxigénée, voici ce qui arrive au moment de la combinaison : l'oxigène de la base s'unit à l'hydrogène de l'acide et forme de l'eau. Versez de l'acide hydrochlorique sur la baryte, la strontiane, et il se formera de l'eau en abondance ; le produit qui en résulte sera le même que si vous mettiez du barium, du strontium, avec du chlore.

Lorsqu'on prend de l'acide hydrochlorique et qu'on le combine avec de la potasse, il se forme

de l'eau et du chlorure de potassium. Cela est général pour toutes les bases oxigénées.

Ces composés sont solubles, du moins la plupart; ils ont de la saveur : quand on les décompose, ils dégagent de l'acide hydrochlorique; enfin, tout se passe comme si ces combinaisons étaient des hydrochlorates.

Si je verse de l'acide sulfurique sur du chlorure de potassium, l'eau se décompose; elle donne son oxigène au potassium pour produire de la potasse, et son hydrogène au chlore pour former de l'acide hydrochlorique.

L'étude de ces combinaisons ou des corps qui en résultent est embarrassante. On ne peut pas assimiler de tels corps aux sels, quant à leur nature; ainsi, en considérant la nature de ces substances, il est impossible de les placer parmi les sels; mais en considérant leurs propriétés, il est difficile de les ranger ailleurs.

Une question s'élève relativement aux combinaisons des hydracides. Nous avons dit qu'avec les bases oxigénées les hydracides formaient de

l'eau; mais nous avons dit ce qui se passait à sec. Qu'arriverait-il si l'on versait de la potasse liquide dans de l'acide hydrochlorique? Il se formera de l'eau. Comment s'en assurer? Cela est impossible. C'est en opérant par la voie sèche que l'on s'aperçoit qu'il y a formation d'eau, et l'analogie doit faire conclure que, dans le cas où l'acide et la base sont liquides, il s'est aussi formé de l'eau et un chlorure. On ne voit pas qu'il puisse se former autre chose. C'est ainsi que je suis conduit à admettre l'existence des chlorures dans l'eau même.

Telle est la théorie qui a été adoptée par un grand nombre de chimistes. Au reste, il est assez indifférent, quand on étudie un corps, de le regarder comme un chlorure ou un hydrochlorate, puisque les phénomènes sont les mêmes.

Nous n'avons cependant de sels d'hydracides d'une manière incontestable qu'avec l'ammoniaque et les bases végétales; quant aux autres combinaisons, elles sont hypothétiques.

Sans mettre trop d'importance à ces distinc-

tions, il nous sera permis, suivant les circonstances ou la facilité de l'explication, d'employer le mot de chlorure ou d'hydrochlorate. Quoi qu'il en soit, ces combinaisons ont des propriétés communes et qui dépendent de la présence du radical.

Le genre de sels qui se présente le premier à l'étude, est celui des hydrofluates ou des fluorures.

Le fluor n'a pas été obtenu séparément.

Il a pour nombre équivalent....	2,33800
L'atome d'hydrogène est égal à...	0,12480
L'atome d'acide hydrofluorique est par conséquent..................	2,46280.

Si nous procédons d'une manière générale à l'examen des fluorures et des hydrofluates, nous trouverons que ces substances ont des caractères bien tranchés.

Lorsqu'on verse un acide sur un hydrofluate, de l'acide sulfurique, par exemple, il se produit aussitôt des vapeurs blanches d'acide hydrofluorique. Ces vapeurs ont une telle affinité pour la matière siliceuse, qu'elles attaquent le verre, le

corrodent, et peuvent même le percer d'outre en outre.

Lorsqu'on verse l'acide sur un hydrofluate, il n'y a de changement que dans le déplacement de l'acide hydrofluorique ; mais si l'on verse l'acide sur un fluorure, il se produit de l'acide hydrofluorique. On peut reconnaître facilement le dégagement de l'acide, si peu qu'on ait de matière, en mettant le sel sur une lame de verre ; l'acide hydrofluorique qui se dégage attaque le verre. Cependant, si l'on avait une petite quantité de sel mêlée à des matières étrangères, comme dans les essais minéralogiques, la présence de l'acide hydrofluorique serait un peu moins facile à constater ; et si dans les matières mélangées il y avait de la silice, le gaz qui se dégage n'attaquerait pas le verre.

Les hydrofluates ou les fluorures n'éprouvent aucune action de la part des corps combustibles. Ils fondent sans altération, pourvu qu'ils ne contiennent pas d'eau. Quand ils en contiennent, ils sont décomposés en partie, et il reste un sous-sel ou l'oxide.

Les hydrofluates, ou fluorures solubles, ne précipitent pas le nitrate d'argent. Traités par l'acide sulfurique et l'oxide de manganèse, on n'obtient pas le fluor. Ils ne sont pas décomposés par l'acide nitrique.

Parmi les hydrofluates, nous avons à parler de l'hydrofluate d'ammoniaque, formé d'un atome d'acide et d'un atome d'ammoniaque. La véritable manière de préparer ce sel est de distiller un mélange de fluorure de sodium anhydre et de sel ammoniac : il se fait un double échange, et il se sublime de l'hydrochlorate d'ammoniaque en poudre ou en petits cristaux.

On se sert de ce sel pour graver sur le verre : on enduit le verre d'un corps onctueux; on dessine avec une pointe sur l'enduit, ce qui met le verre à nu, et l'on verse ensuite dessus une dissolution de sel qui n'attaque pas l'enduit, et corrode seulement les portions de verre qui sont à découvert.

M. Berzelius a donné un moyen de le préparer. Comme on ne peut opérer dans le verre, il prend un creuset de platine qu'il recouvre avec

un autre creuset du même métal ; il chauffe le mélange de sel ammoniac et de fluorure de sodium, et l'hydrofluate d'ammoniaque s'attache au creuset supérieur.

Je passe maintenant à l'examen des fluorures, c'est-à-dire des combinaisons de l'acide hydrofluorique avec des oxides.

On prépare le fluorure de potassium, qui se présente le premier, en combinant de l'acide fluorique avec de la potasse; on examine si l'acide est neutralisé, on évapore pour faire cristalliser, mais on éprouve beaucoup de difficulté.

Ce sel est extrêmement soluble et déliquescent.

Il est formé d'un atome de fluor et d'un atome de potassium.

L'atome de fluor est égal à.	2,33800
L'atome de potassium est égal à. .	5,89916
Le poids de l'atome de ce sel est donc	8,23716.

Je viens de dire qu'on le faisait cristalliser difficilement à une température ordinaire, mais

à une température de 40°, on obtient des prismes quadrangulaires.

Ce sel peut dissoudre la silice sans devenir alcalin. Ses dissolutions attaquent le verre : si l'on veut le conserver pur, il ne faut pas le mettre dans le verre.

Quand ce sel est formé, on peut le combiner avec une nouvelle quantité d'acide fluorique, et l'on obtient un composé qui peut être désigné de deux manières. Si l'on prend du fluorure de potassium et que l'on y ajoute de l'acide hydrofluorique, en évaporant, on obtient un sel qui cristallise. C'est donc une combinaison définie, puisqu'il y a cristallisation. L'analyse a démontré qu'il contenait deux fois plus de fluor que le fluorure même. C'est un bi-hydrofluate de potassium.

Je n'entrerai pas sur ce sel dans des détails minutieux qui échapperaient aisément.

Le fluorure de sodium se fait de la même manière ; il cristallise en cubes comme le sel marin. Les combinaisons du fluor et celles

du chlore affectent des formes semblables; ils sont isomorphes dans plusieurs circonstances.

La dissolution de fluorure de sodium évaporée trop rapidement se recouvre d'une croûte, au lieu de donner des cristaux.

Ce sel attaque le verre et en est décomposé lui-même. Comme le chlorure de sodium, il n'est pas plus soluble à chaud qu'à froid. Cent parties d'eau n'en dissolvent que quatre à une température ordinaire. Il a aussi la propriété de dissoudre la silice par la fusion. Seul, il fond plus difficilement que le verre.

Il existe aussi un sel contenant plus d'acide hydrofluorique.

Je passe au sel le plus important de ce genre, parce qu'il existe dans la nature.

Le fluorure de calcium, connu sous le nom de *spath fluor*, est formé d'un atome de fluor et d'un atome de calcium.

Il se présente avec des formes très belles, en cubes ou en octaèdres. Ce sel est complètement insoluble dans l'eau. Il décrépite fortement sur

les charbons ardens, et en même temps il fait apercevoir une propriété curieuse, celle d'une grande phosphorescence. Toutes les variétés du spath fluor ne jouissent pas de cette propriété au même degré. Le phénomène est frappant dans l'obscurité; c'est comme si l'on jetait du soufre sur les charbons : la lumière est bleuâtre. Lorsque le sel a été exposé à la chaleur, si on le laisse refroidir, il ne présente plus le même phénomène. Or, dans la nature, on trouve des spath fluor qui n'ont pas de phosphorescence; d'où l'on conjecture qu'ils ont été exposés à l'action de la chaleur, et que les autres ont été formés par l'eau. Il y a une espèce qui, lorsqu'on ne la chauffe pas trop fort, a la propriété d'être lumineuse plusieurs fois. La chaux fluatée de Lunébourg donne une lumière violette, verte ou bleue, selon le degré de température qu'elle a éprouvé; c'est ce que l'on remarque aussi avec le fluate de chaux fait artificiellement.

IMPRIMERIE DE HUZARD COURCIER,
rue du Jardinet, n° 12.

COURS DE CHIMIE.

SOMMAIRE.

Fluorure de calcium; moyen pour le reconnaître en Minéralogie. — Manière de le préparer. — Fluorure d'aluminium. — Fluorures d'aluminium et de calcium, et d'aluminium et de potassium. — Fluosilicates. — Son action sur les bases sèches. — Fluosilicate d'ammoniaque. — Action de l'eau sur l'acide fluosilicique. — Acide hydro-fluo-silicique. — Son action sur les bases. — Chlorures; leurs caractères. — Action des acides. — Emploi des sels d'argent pour les reconnaître. — Hydrochlorate d'ammoniaque. — Action des bases à froid et à chaud sur ce sel. — Il est employé pour préparer l'ammoniaque et le sous-carbonate. — Sa préparation dans les arts. — Son existence dans les houillères, dans les produits des volcans.

Dans la dernière séance, nous avons parlé du fluorure de calcium qu'on rencontre dans la nature. C'est une substance formée d'un atome de fluor et d'un atome de calcium, qui se présente

sous de très belles formes cristallines, en cubes et en octaèdres. Sa densité dépasse trois fois et demie celle de l'eau, et est par conséquent considérable. Ce sel naturel est plus dur que le marbre; sur les charbons, il offre de belles apparences lumineuses bleues, violettes ou vertes, selon le degré de la chaleur. Il y en a une espèce qui conserve cette propriété après avoir été chauffée plusieurs fois; cependant il ne faut pas aller trop loin, parce qu'en général le feu fait perdre cette propriété. A Catherinebourg, on trouve une espèce qui, frottée avec la main, devient phosphorescente.

Le fluorure de calcium est très peu soluble dans l'eau et dans les acides. L'acide sulfurique lui-même, quoique concentré, ne produit pas à froid de décomposition sensible; à chaud, il dégage de l'acide hydrofluorique qui est très volatil.

L'acide sulfurique tient en suspension le fluorure de calcium, et forme une matière visqueuse qui se décompose lorsqu'on l'étend d'eau.

Le spath fluor exposé à la chaleur se fond sans éprouver de décomposition. Il s'appelle spath

parce qu'on le trouve en lames, et fluor, parce qu'il est susceptible de fondre.

En Minéralogie, pour reconnaître la présence du sulfate de chaux, on ajoute du fluorure de calcium, et le mélange fond facilement au chalumeau; réciproquement on reconnaît la présence du fluorure de calcium par le mélange de sulfate de chaux.

L'acide hydrofluorique ronge le verre. On emploie l'acide ou le sel à base de potasse qui en provient pour graver sur le verre; on en avait fait un art très simple, et dont les procédés sont imités de ceux employés pour la gravure à l'eau forte. Cet art a bien peu d'importance, parce qu'on peut graver sur le verre à la roue ou à la molette, et faire des dessins très finis; d'ailleurs les planches de verre auraient toujours l'inconvénient de se briser quand on voudrait prendre l'impression de la gravure.

Le fluorure de calcium se trouve assez abondamment dans la nature; il se trouve aussi dans les os des animaux, et particulièrement dans l'émail des dents, mais en petite quantité et dans

la proportion d'un centième. On le trouve aussi dans l'urine de l'homme, dans quelques circonstances, car cela n'est pas constant. M. Berzelius l'a reconnu dans quelques eaux thermales, et notamment dans celles de Carlsbad.

Pour avoir du fluorure de calcium pur, il faut le faire directement ou par double décomposition, en versant du nitrate de chaux dans du fluorure de potassium. L'insolubilité du fluorure de calcium détermine ici la décomposition.

M. Berzelius a indiqué un moyen de le faire qui peut servir dans beaucoup de circonstances. Ayant remarqué que le précipité de fluorure de calcium était gélatineux et difficile à laver, il a imaginé de le faire en décomposant du carbonate de chaux parfaitement pur, par l'acide hydrofluorique. Le fluate se précipite alors sous forme grenue, et dans cet état il se lave facilement.

Les fluorures de barium et de strontium n'offrent rien de particulier.

L'alumine se dissout très bien dans l'acide hydrofluorique; le sel qui en résulte a l'aspect gom-

meux et se dissout dans l'eau ; c'est un fluorure d'aluminium.

Tous les fluorures, comme tous les chlorures, dont les bases ont de l'affinité pour l'oxigène, lorsqu'ils sont dans l'eau se décomposent en partie, parce qu'ils décomposent une petite quantité d'eau dont l'oxigène s'unit à la base, et l'hydrogène au fluor ou au chlore. Si l'on chauffe la dissolution de fluorure d'aluminium étendue d'eau, cette décomposition a lieu, et l'acide hydrofluorique qui est formé se dégage.

Le fluorure d'aluminium a la propriété de se combiner avec le fluorure de calcium.

Il se combine aussi avec le fluorure de potassium. Si l'on verse du fluorure d'aluminium dans du fluorure de potassium, il se forme un composé gélatineux, contenant un atome de chacun des sels. Ce composé est un peu soluble dans l'eau.

Mais si l'on fait l'opération d'une manière inverse, si l'on verse du fluorure de potassium dans le fluorure d'aluminium, le composé est différent, et contient un atome de fluorure de potassium et un atome et demi de fluorure d'aluminium.

En versant le fluorure d'aluminium dans du fluorure de sodium, on obtient un composé neutre contenant un atome de l'un et de l'autre fluorure.

On peut dire que tous les métaux ont la propriété de se combiner avec l'acide hydrofluorique et de faire des hydrofluates solubles. Je citerai parmi ces combinaisons l'hydrofluate, ou plutôt le fluorure d'argent, qui est extrêmement soluble et cristallisable; propriété bien différente de celle du chlorure d'argent, qui est complétement insoluble.

Nous allons dire un mot de substances dont on ne connaissait pas bien la composition, mais qui depuis peu ont été mieux analysées. Il s'agit de l'acide fluosilicique et de ses combinaisons.

Cet acide, qui contient un atome de fluor et un atome de silice, ou plutôt de silicium, a pris son nom des substances qui le composent; et comme c'est une règle dans la nomenclature de désigner certaines combinaisons par le nom des substances composantes, en mettant le premier le nom de la substance qui, dans les décompo-

sitions de l'eau, prend l'hydrogène, et le second le nom de celle qui prend l'oxigène, voilà pourquoi on nomme cet acide fluosilicique. On dit pour la combinaison du chlore et du phosphore, *chlorure de phosphore*, et non *phosphure de chlore*, parce que, changeant de nature dans l'eau, c'est le chlore qui s'empare de l'hydrogène, et le phosphore qui s'empare de l'oxigène. On dit par la même raison chlorure de soufre, sulfure de phosphore. L'acide fluosilicique étant mis dans l'eau, se décompose en décomposant une partie du liquide ; et c'est le fluor qui prend l'hydrogène et le silicium qui s'unit à l'oxigène.

Cet acide se combine avec le gaz ammoniac; il en prend deux volumes, et il en résulte un composé volatil.

Il peut se combiner de même avec diverses autres bases, mais des bases sèches; car les composés formés avec l'acide fluosilicique, dès qu'ils sont en contact avec l'eau, sont détruits. Ainsi l'existence de ces sels est tout-à-fait éphémère.

L'acide fluosilicique est réellement un acide ; il se combine très bien avec le gaz ammoniac et

en proportion définie. Il y a aussi absorption de cet acide par les autres bases; mais nous n'avons rien à dire de particulier sur ces sels que l'eau décompose. La silice se précipite sous la forme gélatineuse.

L'acide fluosilicique étant mis lui-même en contact avec l'eau, se décompose, et forme un acide nouveau que nous nommerons acide *hydro-fluo-silicique*, parce qu'il est hydrogéné.

Voici comment on prépare ce nouvel acide. On met dans un matras un mélange de spath fluor en poudre, et de silice ou de sable pulvérisé; on verse de l'acide sulfurique sur ce mélange; on chauffe légèrement avec quelques charbons; l'acide fluorique se dégage et attaque la silice, qu'il prendrait à la substance du matras si l'on n'avait pas mis du sable : il se rend par un tube adapté au matras au fond d'un vase plein d'eau, contenant du mercure à la partie inférieure. Le fluorure de silicium, ou l'acide fluosilicique, s'hydrogène dans cette eau, en laissant précipiter un peu de silice, et il reste en dissolution dans le liquide.

Voici maintenant comment nous compren-

drons cette opération. Supposons l'acide fluosilicique divisé en trois portions, ou plutôt supposons trois atomes de cet acide. L'un de ces atomes ou le tiers de l'acide se décompose, en décomposant en même temps de l'eau ; l'atome d'oxigène de l'eau s'unit au silicium, et forme de la silice qui se précipite : l'un des atomes de l'hydrogène de l'eau s'unit au fluor libre et forme un atome d'acide fluorique, et l'autre atome d'hydrogène se combine avec les deux atomes d'acide fluosilicique, ce qui donne l'acide hydro-fluo-silicique, en y comprenant l'atome d'acide fluorique.

Telle est en réalité la composition de l'acide hydro-fluo-silicique ; car en saturant cet acide avec un atome de potasse, qui contient un atome de potassium et un atome d'oxigène, l'atome d'oxigène s'emparera de l'atome d'hydrogène de l'acide fluosilicique et le décomposera, et l'on aura pour résultat deux atomes de fluorure de silicium et un atome d'hydrofluate de potassium, parce que l'atome de potassium s'unit à l'atome d'acide fluorique.

Voilà un genre de sels qui est fort remar-

quable; mais je sens moi-même que si l'on entrait dans des détails sur ces substances, cela serait fastidieux. Je dirai qu'en général l'acide hydro-fluo-silicique, combiné avec les bases oxigénées, donne deux atomes de fluorure de silicium et un atome d'hydrofluate de la base.

L'acide hydro-fluo-silicique se présente sous forme liquide; il faut saturer l'eau autant qu'on peut : elle s'épaissit; on le filtre par pression à travers un linge; on l'obtient pur. M. Berzelius, qui l'a examiné, prétend qu'il contient de l'eau en proportion définie.

Quand on le chauffe pour le distiller, il éprouve une décomposition; il se dégage principalement du gaz fluosilicique caractérisé par la propriété de ne plus attaquer le verre. Ce qui reste est plus riche en fluor. Enfin, si vous concevez que tout le gaz fluosilicique soit dégagé, il restera du fluor et de l'hydrogène, ou du gaz hydrofluorique, gaz qui attaque le verre.

L'acide hydro-fluo-silicique est moins volatil que l'eau.

Combiné avec les bases, on obtient des sels qui ont des propriétés particulières.

Quand on les expose au feu, ils sont tous décomposés et il reste des fluorures métalliques; cela est aisé à concevoir par ce que nous avons dit tout à l'heure. La potasse unie à cet acide donne une substance formée de deux atomes de fluorure de silicium, et d'un atome de fluorure de potassium; en chauffant, le fluorure de silicium se décompose, et il ne reste que le fluorure de potassium.

L'acide sulfurique concentré décompose ces sels avec effervescence, en dégageant le gaz fluo-silicique.

Enfin les alcalis les décomposent parfaitement et donnent des produits variables, suivant la nature du produit sur lequel on opère. Il faut toujours un excès d'alcali pour opérer la décomposition. Les carbonates de potasse et de soude ont particulièrement cette propriété.

Quand ce sont des bases métalliques, telles que le fer, le cuivre, comme ces bases n'ont pas une

grande affinité pour le potassium, on a pour résultat un silicate métallique.

Le sel formé par le potassium et l'acide hydro-fluo-silicique, est le seul que je citerai particulièrement. Quand on verse dans un sel à base de potasse de l'acide hydro-fluo-silicique, il se forme aussitôt un précipité gélatineux qui a la même transparence que l'eau, et dans lequel on aperçoit des couleurs irisées. Ce composé n'est presque pas soluble à froid, et quand il est dissous, il se dépose par le refroidissement. Quand on verse la potasse dans l'acide, on doit prendre garde d'en mettre plus qu'il n'en faut; car sans cela, elle décomposerait le sel lui-même.

Voilà tout ce que je dirai sur ces sels.

Nous allons passer à un autre genre de composés tout-à-fait analogue à celui dont nous venons de parler, mais dans lequel nous aurons l'avantage de trouver beaucoup d'espèces à étudier sous le rapport de leurs usages et de leurs applications dans les arts. Ce sont les chlorures.

Nous savons que lorsque l'acide hydrochlorique se combine avec des bases végétales, on

a des hydrochlorates, et que lorsqu'il se combine avec des bases oxigénées, on a des chlorures. Une autre considération, à l'avantage de ces composés, se présente : nous connaissons le chlore, et nous ne connaissons pas le fluor; aussi forme-t-on directement avec le chlore les mêmes composés que si l'on unissait l'acide hydrochlorique avec les bases oxigénées.

Nous savons encore que si l'on mêle de l'acide hydrochlorique avec une base oxigénée liquide, on ne voit pas ce qui se passe, mais que, par la voie sèche, nous apercevons la formation de l'eau, et par conséquent la combinaison de l'oxigène de la base avec l'hydrogène de l'acide.

Au reste que l'on considère ces composés comme des chlorures ou comme des hydrochlorates, quand on les traite par les acides ou par divers agens chimiques, les phénomènes seront toujours les mêmes, parce que l'eau étant toujours présente donne son oxigène à la base et son hydrogène à l'acide pour régénérer les substances composantes.

Les caractères que nous allons assigner à ce

genre de composés auront quelque ressemblance avec ceux des corps précédemment examinés.

Le premier de ces caractères est l'inaltérabilité des chlorures par les corps combustibles simples, et particulièrement par le charbon : ainsi en mettant du sel marin, chlorure de sodium, avec du charbon, quelle que soit la chaleur employée, ce sel ne sera pas altéré.

Tous les sels de ce genre sont décomposés par l'acide sulfurique. Si c'est un hydrochlorate, l'acide hydrochlorique se dégage, et l'acide sulfurique s'empare de la base. Si c'est un chlorure, l'eau se décompose, son hydrogène se porte sur le chlore et forme l'acide hydrochlorique, et son oxigène se porte sur la base, qui se combine alors avec l'acide sulfurique; car les oxacides ne se combinent qu'avec les bases oxigénées.

Les autres acides décomposent aussi les chlorures ou les hydrochlorates.

J'ai dit, en parlant des nitrates, qu'en les faisant bouillir avec l'acide hydrochlorique, on produisait des chlorures; je dis maintenant que l'acide nitrique versé un peu en excès sur les

chlorures ou hydrochlorates, les décompose et produit des nitrates : cet effet est l'inverse de celui que nous avons vu précédemment.

Nous avons eu plus d'une fois occasion de faire observer qu'une base se partage entre deux acides : d'après cette observation, quand je verse sur un chlorure de l'acide nitrique, il se fait une décomposition partielle ; je forme une certaine quantité de nitrate ; il y a par conséquent une certaine quantité d'acide hydrochlorique de mise à nu : mais les acides hydrochlorique et nitrique ne peuvent pas rester ensemble sans se décomposer réciproquement, et former ce que les anciens alchimistes appelaient *l'eau régale*, parce qu'elle dissout l'or qu'ils regardaient comme le roi des métaux.

L'acide hydrochlorique mis à nu par l'acide nitrique, ou mêlé à cet acide, donne lieu à une double décomposition : l'hydrogène du premier s'unit à une partie de l'oxigène du second, et il y a formation d'eau, de chlore et d'acide nitreux. Ce mélange dissout l'or : l'acide nitrique décomposé fournit de l'oxigène pour oxider le métal

qui se dissout ensuite dans l'acide hydrochlorique.
Le chlore et l'acide nitreux se dégagent.

Si, au contraire, dans un nitrate je versais un excès d'acide hydrochlorique, j'aurais un chlorure; l'oxigène de la base s'unirait à l'hydrogène de l'acide hydrochlorique pour former de l'eau.

Quand on verse de l'acide sulfurique sur un mélange de chlorure et de peroxide de manganèse, l'on a un grand dégagement de gaz. C'est le chlore qui est devenu libre.

Voici le caractère dont on se sert le plus généralement dans les laboratoires pour reconnaître la présence du chlore dans un sel : on verse sur le sel une dissolution d'argent; elle donne un précipité blanc, caillebotté qui est du chlorure d'argent. Le précipité se rassemble en gros flocons ayant l'apparence de la matière caséeuse du lait; c'est de cette ressemblance qu'il tire son nom. Exposé au soleil, il change de couleur et devient violet.

Le chlorure d'argent se reconnaît toujours parce qu'il est insoluble, même dans l'eau acide. Et cependant ce précipité qui ne se dissoudrait pas dans l'acide nitrique, se dissout dans l'ammonia-

que. D'après ce que nous venons d'exposer, on peut facilement reconnaître un chlorure ou un hydrochlorate.

Presque tous les chlorures sont solubles ; il faut en excepter le chlorure d'argent, le protochlorure de mercure, celui de plomb et quelques sous-chlorures.

Les minéralogistes ont un caractère pour juger de la présence du chlore dans un minéral ou un minerai. Ils prennent du sel double de phosphate d'ammoniaque et de soude, ils y ajoutent de l'oxide de cuivre et le minéral qu'ils veulent essayer : s'il y a du chlore dans ce composé, on voit autour du bouton une lumière bleue.

Passons à l'examen des espèces.

L'acide hydrochlorique forme avec l'ammoniaque un hydrochlorate que l'on connaît depuis long-temps dans le commerce sous le nom de sel ammoniac. Ce sel peut se former directement par la combinaison des deux élémens à l'état gazeux. On parvient même par cette combinaison à la détermination des quantités de chacune des substances qui entrent dans ce sel.

On trouve de cette manière que 100 parties de gaz ammoniac et 100 parties de gaz acide hydrochlorique se combinent parfaitement.

Comme on connaît la densité de ces corps, on peut avoir leur poids.

Un atome de gaz hydrochlorique =	4,55130
Un atome de gaz ammoniac. . =	2,14475
Ce qui donne pour poids atomistique du sel. =	6,69605.

Ce sel est anhydre, préparé de la manière que nous venons d'indiquer; cela est évident : mais quand on le fait par la voie humide, en évaporant la dissolution, on obtient aussi un sel anhydre.

On peut le dissoudre dans de l'eau et le faire cristalliser; il donne des cristaux en forme de barbes de plumes : on l'obtient aussi en cubes ou en octaèdres.

Ce sel, comme tous les sels d'ammoniaque, a une saveur qui appartient à cette base; elle est piquante.

Quand il est sous forme solide, il a une apparence et une élasticité fort remarquables; on ne peut le réduire que difficilement en poudre; il

est fibreux, et ses fibres se ploient sans se rompre ; il a enfin de la *ductilité*.

La densité du sel ammoniac est de 1,45 ; l'eau en dissout le tiers de son poids, ou plus exactement, 100 parties d'eau en dissolvent 33 parties. L'eau bouillante en prend un poids égal au sien ; elle en dépose une grande quantité par le refroidissement.

Ce sel, formé de deux corps volatils, est volatil lui-même, mais moins que ses composans.

Il est blanc dans l'état pureté ; quand il est jaune, c'est qu'il contient du fer.

Il faut une chaleur de 300 à 360° pour le réduire en vapeurs et détruire l'effet de la pesanteur atmosphérique sur lui.

Exposé à l'air, il peut y rester long-temps sans altération. Il n'attire pas sensiblement l'humidité ; il n'est pas déliquescent.

Le sel ammoniac est décomposé par toutes les bases, même les plus faibles en apparence.

Quand on verse dans une dissolution de sel ammoniac, de la potasse, de la soude, de la chaux, l'ammoniaque se dégage en abondance et

on le sent facilement. Lorsque l'odorat ne peut pas avertir de la présence de l'ammoniaque quand il se dégage en très petite quantité, on prend un tube trempé dans de l'acide nitrique ou hydrochlorique, et on le présente à l'endroit où le gaz doit se dégager; il se forme aussitôt une vapeur blanche autour du tube.

Les oxides métalliques décomposent aussi l'hydrochlorate d'ammoniaque ; mais il faut chauffer, et ici se présente un phénomène qui paraît contradictoire et que nous expliquerons. Je prends le sel ammoniac, je le mêle avec de l'oxide de fer sec. A froid, il ne s'opère rien et je ne sentirai pas l'ammoniaque; mais si je viens à chauffer un peu, l'ammoniaque se dégage en abondance. D'où cela vient-il? C'est qu'à froid l'ammoniaque n'est pas provoquée à changer d'état, à reprendre la forme gazeuse; ce n'est pas la plus grande affinité du fer pour l'acide qui opère la décomposition, c'est la plus grande tendance qu'a l'ammoniaque, étant chauffée, à se volatiliser.

L'ammoniaque versée dans les dissolutions métalliques précipite les oxides à froid : à chaud,

les oxides au contraire la dégagent, ou plutôt c'est elle qui se dégage et abandonne la liqueur.

Pour obtenir l'ammoniaque, on pulvérise le sel ammoniac, on le mêle avec de la chaux; on met un atome d'ammoniaque et un peu plus d'un atome de chaux: l'ammoniaque se dégage; on la reçoit dans un flacon plein d'eau. C'est ainsi qu'on procède dans les laboratoires, de même que dans les ateliers.

Le sel ammoniac est décomposé par les carbonates de chaux, de baryte, mais par le feu et par la voie sèche. Si je prends de l'hydrochlorate d'ammoniaque, et que je le mêle atome à atome avec de la craie, en chauffant il y aura décomposition réciproque; il restera du chlorure de calcium, et il se dégagera du carbonate d'ammoniaque. Il ne faut pas croire que cette décomposition soit due à une plus grande affinité de l'acide carbonique pour l'ammoniaque; c'est la volatilité du carbonate d'ammoniaque, plus grande que celle de l'ammoniaque même, qui l'occasione. Ainsi par l'action de la chaleur nous produisons une double décomposition.

A présent que nous avons formé du chlorure de calcium et du carbonate d'ammoniaque par la voie sèche, faisons des dissolutions de ces sels et mêlons-les. Il se fait aussitôt une double décomposition, parce qu'il peut se former un sel moins soluble que ceux que l'on avait; c'est le carbonate de chaux, et nous obtiendrons ainsi les deux sels que nous avions décomposés par la chaleur.

Il faut faire attention à ces compositions ou décompositions, selon les circonstances; elles offrent des faits importans.

Le sel ammoniac se prépare très en grand dans les arts. Il était connu dès la plus haute antiquité, et c'est principalement l'Égypte qui l'a fourni à l'Europe pendant long-temps. Dans ce pays, on le prépare en recueillant la suie des cheminées. Le bois y est rare, et l'on y brûle la fiente des chameaux; cette fiente contient des matières animales qui, par la combustion, donnent l'ammoniaque. Elle donne probablement aussi des chlorures et d'autres substances. Cette suie, qui est composée d'un peu d'ammoniaque, de charbon, de chlore et d'autres matières, étant

chauffée, donne de l'ammoniaque par volatilisation.

Mais depuis quelque temps, on fait en France du sel ammoniac. On commence par obtenir du carbonate d'ammoniaque, qui est le résultat de la décomposition des matières animales; on le décompose ensuite par le sulfate de chaux (plâtre), et l'on a en échange du sulfate d'ammoniaque. C'est le procédé que l'on emploie dans la plaine de Clichy. Là, on se sert du sulfate de chaux; on mèle ensuite le sulfate d'ammoniaque avec le sel marin, et il se produit par la voie sèche du sel ammoniac, parce qu'en chauffant on doit avoir la combinaison la plus volatile, qui est l'hydrochlorate d'ammoniaque.

On fait cristalliser; on purifie autant que possible par des cristallisations successives, et ensuite on sublime dans des vaisseaux de verre; on brise ensuite les vaisseaux pour avoir le sel.

Voilà comment on le prépare en France et dans tous les pays étrangers.

Le sel ammoniac se trouve dans les houillères; quand elles prennent feu, ce qui arrive quel-

quefois; il se volatilise de l'ammoniaque; elles n'en contiennent pas de très grandes quantités.

Ce sel a une autre origine, qui ne manquera pas de fixer votre attention.

Il est produit par les volcans, et fort abondamment. La fumée des volcans en contient beaucoup. Si la lave vient à couler, il se dégage une vapeur blanche très épaisse, qui est du sel ammoniac, et l'on ne peut pas le recueillir; mais comme la lave en est imprégnée, par le refroidissement, elle donne les plus belles cristallisations de sel ammoniac dans le vide de ses boursouflures.

J'ai été témoin de l'éruption du Vésuve en 1805. La lave coulait comme de l'eau; elle s'épaissit en refroidissant, et forma des croûtes sous lesquelles on trouva le sel ammoniac.

Il y a des éruptions où le sel ammoniac est en quantité considérable. Voilà un phénomène fort remarquable. Le Vésuve en donne des centaines de kilogrammes; aussi recueille-t-on ce sel pour le vendre.

IMPRIMERIE DE HUZARD-COURCIER,
rue du Jardinet, n° 12.

COURS

DE CHIMIE.

SOMMAIRE.

Chlorure de potassium. — Son emploi dans les arts. — Chlorure de sodium. — Sel gemme. — Moyen de déterminer les proportions d'un mélange de chlorure de potassium et de chlorure de sodium. — Diverses sources du sel dans la nature ; différens procédés pour l'obtenir. — Différence de pureté des sels de divers marais salans. — Décomposition du sel marin par la silice et l'alumine, sous l'influence de l'eau. — Emploi de ce moyen pour vernir les poteries. — Chlorure de barium. — Sa préparation par le sulfate de baryte et le chlorure de calcium. — Chlorure de strontiane. — Moyen de distinguer les chlorures de barium et de strontium. — Chlorure de calcium. — Action de la chaux sur le chlorure de calcium. — Chlorure de magnesium. — Sa préparation par l'hydrochlorate d'ammoniaque pour l'avoir anhydre et par la décomposition de la magnésie par le chlore.

Nous allons continuer dans cette séance l'histoire des chlorures.

Le chlorure de potassium s'obtient en combinant le chlore avec le potassium ; cette union est accompagnée d'une vive lumière, ce qui an-

nonce une forte affinité entre ces corps. Si l'on prend de la potasse, et que l'on fasse arriver dessus du gaz hydrochlorique, la combinaison se fait avec rapidité.

Le chlorure de potassium est anhydre et composé d'un atome de chlore et d'un atome de potassium. Il cristallise; sa forme est celle d'un cube ou d'un prisme carré allongé. Souvent il se présente en trémie; on appelle ainsi les cristallisations qui se font à la surface des liquides. Lorsqu'une dissolution est concentrée, c'est toujours à la surface qu'elle est le plus saturée, parce que c'est de là que l'eau s'évapore. Les cristaux qui se forment à la partie supérieure d'un liquide ne tombent pas toujours au fond; ils peuvent rester suspendus sur les bords du vase; l'évaporation continuant, les petits cristaux s'accroissent et finissent par couvrir une grande partie de la surface du liquide; mais en même temps ces cristaux deviennent plus pesans par l'addition de nouvelles molécules; ils s'affaissent sur le liquide à mesure qu'il s'évapore, et fi-

nissent par s'arranger en trémie. Cette trémie peut devenir considérable.

La saveur du chlorure de potassium est salée et accompagnée en même temps d'un peu d'amertume; elle n'est pas aussi agréable que celle du chlorure de sodium ou sel marin; cependant on s'en sert dans quelques localités comme assaisonnement. Si le chlorure de sodium manquait, il pourrait être remplacé, pour la préparation et la conservation des alimens, par le chlorure de potassium.

Ce sel est assez soluble. 100 parties d'eau à zéro en dissolvent 29,2 parties; à 19°,3, elles en dissolvent 34,5; à 52°,4, elles en dissolvent 43,6; à 109°,6, point de l'ébullition de l'eau saturée, elles en dissolvent 59,3 parties.

Exposé à l'action de la chaleur, il décrépite et se divise en petits cristaux; phénomène que nous avons déjà observé.

A une chaleur d'un rouge obscur, il entre en fusion et se volatilise. On trouve qu'il est plus fusible que le chlorure de sodium.

A l'air, il est déliquescent quand l'hygromètre marque 86°.

En se dissolvant dans l'eau, il produit beaucoup de froid. Cinquante parties de ce sel dans deux cents parties d'eau, font baisser le thermomètre de onze degrés quatre dixièmes.

On fait un grand usage de la soude et de la potasse dans les arts. Elles donnent les mêmes résultats pour le blanchissage, et la soude est moins chère. Les blanchisseurs peu instruits préfèrent la potasse : on a imaginé de les tromper en leur vendant de la soude pour de la potasse, et dans tous les magasins on vous donnera aussi de la soude pour de la potasse, à moins que vous ne demandiez positivement de la potasse, qui, dans plusieurs circonstances, est préférable à la soude. On est parvenu à donner à la soude absolument la même apparence que la potasse, afin de tromper plus facilement.

Le chlorure de potassium existe, mais en très petite quantité dans les eaux de la mer. Si l'on prend du sel marin, ou bien de l'eau de la mer,

et qu'on l'évapore, cette eau aura la propriété de précipiter, mêlée avec la dissolution de platine.

Le chlorure de potassium que l'on trouve dans le commerce est fourni par les salpétriers. Ils ont à traiter des mélanges de sels de chaux et de potasse; en poussant l'évaporation, ils obtiennent du chlorure de potassium. Il est bon de savoir que ce produit a de la valeur : on peut le décomposer pour obtenir de la potasse; en sorte que si l'on en avait une grande quantité, on en fabriquerait facilement du carbonate de potasse. On peut aussi employer ce produit pour la fabrication des aluns.

Si l'on prend un atome de nitrate de chaux, et qu'on le mêle avec un atome de chlorure de potassium, il y aura échange et formation de nitrate de potasse et de chlorure de calcium.

Le chlorure de sodium, ou sel marin, est le sel le plus anciennement connu. On avait même donné généralement le nom de *sels* aux substances qui avaient une saveur à peu près semblable à celle qui lui est particulière. Plus tard,

on a vu que cette distinction n'était pas suffisante, et que l'on ne devait pas exclure de la classe des sels les substances qui ne présentaient point de saveur.

Le chlorure de sodium purifié ne contient pas d'eau de cristallisation; il est formé d'un atome de chlore et d'un atome de sodium; s'il contient de l'eau, c'est qu'elle est mécaniquement interposée entre ses molécules. Sa forme cristalline est la même que celle du chlorure de potassium, un cube, un parallélépipède rectangle, ou une trémie. Dans le Nord, on le fait surtout cristalliser en trémies énormes pour l'avoir plus desséché.

Il y a un art particulier de raffiner le sel qui est pratiqué en plusieurs endroits, et qui consiste a transformer le sel gris en sel blanc. On donne au fabricant une mesure de sel, un hectolitre, par exemple, et il doit rendre un hectolitre de sel blanc; mais on lui donne un sel compacte qu'il fait cristalliser en trémie, et s'il rend le même volume il ne rend pas le même poids. Il

fait la cristallisation dans de vastes chaudières de cinq à six mètres de diamètre, et il fait évaporer dans des caves, c'est-à-dire doucement.

La densité du chlorure de sodium est de 2,125.

Il est plus soluble à chaud qu'à froid, mais pas beaucoup plus. 100 parties d'eau à 13°,9 en dissolvent 35,8 parties; à 59°,9, elles en dissolvent 37,1; à 109°,7, point de l'ébullition de l'eau saturée, elles en dissolvent 40,4 parties.

En se dissolvant dans l'eau, il ne produit que très peu de froid, et cette propriété va nous servir à analyser approximativement un mélange de chlorures de potassium et de sodium.

Une poignée de sel jetée dans le feu fait entendre un bruit considérable. On emploie quelquefois cette décrépitation pour exciter la combustion; mais voici comment il faut l'entendre. Le sel en s'éparpillant dans tous les sens enlève la cendre qui était à la surface des charbons, et détermine un renouvellement d'air qui n'avait pas lieu auparavant.

Cependant tous les sels que l'on trouve dans le

commerce ne décrépitent pas. On a remarqué que le *sel gemme*, ou le sel minéralisé dans la terre, ne décrépitait pas, et que les autres sels étant fondus après avoir décrépité ne décrépitaient plus. Par analogie, on a admis que les sels gemmes avaient été exposés à l'action du feu ou à l'action des volcans. Cette idée, qui eût paru extraordinaire il y a quelques années, ne l'est plus maintenant que les géologues admettent que beaucoup de substances proviennent de déjections volcaniques.

Le sel marin se fond, mais il demande une température rouge, et ensuite il se volatilise. Cette propriété est importante, parce que dans les arts on s'en sert pour faire avec le sel marin un vernis à la poterie. On jette le sel dans le four, il se réduit en poudre, fuse, se volatilise, et va s'attacher à la surface des vases de terre.

Pour se fondre et se volatiliser, le sel marin demande une température plus élevée que le chlorure de potassium. Quand il est fondu, il

commence à se volatiliser, quoiqu'il soit encore loin de l'ébullition.

Exposé à l'action de l'air humide, il commence à être deliquescent à 86° de l'hygromètre de Saussure ; au-dessous il reste très sec, au-dessus il tombe en *deliquium*.

En se dissolvant dans l'eau, il se conduit comme le chlorure de potassium, mais il ne produit pas un abaissement de température aussi considérable. Cent parties de sel et deux cents parties d'eau donnent un abaissement de moins de deux degrés.

En supposant que le chlorure de potassium et celui de sodium étant mélangés produisent chacun dans l'eau un abaissement de température proportionnel à la quantité dans laquelle ils entrent dans le mélange, on peut, au moyen de cet abaissement de température du mélange, connaître la quantité de chacun des sels qui le forment. Ce petit problème revient à cet énoncé :

Connaissant l'abaissement de température produit par une quantité déterminée d'un mélange

de chlorure de potassium et de chlorure de sodium, et connaissant l'abaissement de température que des quantités déterminées de chacun de ces sels produisent séparément, trouver ce qu'il entre de chlorure de potassium dans ce mélange.

La solution de ce petit problème donne la formule ou règle suivante qui est très simple.

La quantité de chlorure de potassium est égale à

$$\frac{100 \times d - 190}{9,5}.$$

d est la différence de la température de l'eau avant qu'on y jette le mélange à la température de cette eau après qu'on y a jeté le mélange; c'est-à-dire que *d* est l'abaissement de la température que produit le mélange.

Voici un vase dans lequel on a mis deux cents grammes d'eau; je prends avec un thermomètre la température de cette eau; elle est de 18°,3; je verse rapidement le mélange des deux sels dans l'eau; j'agite; il y a un certain abaissement; je suis de l'œil le mouvement du mercure : il est maintenant à 11°,8. Actuellement le mercure

remonte; c'est l'effet de la chaleur des corps environnans, et il remontera à 18°,3 d'où il est descendu. La différence des deux températures est de 6°,5; c'est l'abaissement. Je multiplie cette différence par 100, je retranche 190 du produit, et je divise le reste par 9,15; le quotient 48,40 exprime en quel rapport le chlorure de potassium était dans le mélange que l'on suppose composé de cent parties.

Avec de l'habitude, on peut facilement, par cette méthode, connaître à un centième près la quantité de chacun des sels du mélange.

Avec la formule que nous avons donnée, on pourrait donner une table des combinaisons et des abaissemens de température correspondans; mais l'expérience que nous avons faite en dispense. L'analyse chimique ordinaire ne donnerait pas une beaucoup plus grande précision que cette règle pour la détermination de la quantité de chacun des sels.

Le chlorure de sodium est un des sels les plus abondans dans la nature. Il existe à l'état solide

dans l'intérieur de la terre sous le nom de *sel gemme*, et à l'état liquide dans les eaux de la mer : elle en contient deux centièmes et demi de son poids. La totalité des matières salines qui sont dans les eaux de la mer égalent les 0,036 de son poids. On trouve aussi le sel en dissolution dans les eaux de source de certaines contrées; il n'y a rien d'étonnant dans ce fait. Nous sommes très riches en sels gemmes en France ; on en a découvert des masses immenses à Vic, près Château-Salins. Les eaux de source peuvent passer sur ce sel et s'en imprégner.

Le sel marin est quelquefois très pur ; généralement il est mêlé avec des substances étrangères. On peut l'employer dans son état naturel pour l'agriculture et les arts, et même pour les usages de la cuisine ; mais on le purifie aisément en le dissolvant et en le faisant cristalliser.

D'après les divers gissemens du sel dans la nature, on l'obtient différemment.

Si c'est une source saturée de sel, on l'évapore

immédiatement dans des chaudières de cuivre, de plomb, de fer. On doit donner la préférence à celles de fer, qui ne présentent aucune espèce d'inconvéniens.

Si les eaux ne sont pas saturées, alors on emploie la chaleur naturelle : on évapore les eaux par le moyen de l'air. Dans quelques contrées, les bâtimens où l'on fait cette opération ont plus d'un quart de lieue de long : on les appelle bâtimens de graduation.

L'eau salée s'écoule dans des canaux, et on la fait tomber sur des fagots d'épines qui la divisent : l'évaporation est assez rapide. La chute est de cinq à six mètres, et est renouvelée pour la même eau cinq à six fois. Cette opération s'appelle *graduer l'eau*. On évapore ensuite.

Quand le temps est à la pluie, on abandonne la graduation; car au lieu de perdre de l'eau, le sel en prendrait. Si vous avez de l'eau saturée de sel marin, l'hygromètre étant à 80°, cette eau perdra; à 86° elle augmentera.

Le sel, provenant des masses salines renfer-

mées dans la terre, est dissous dans l'eau, et l'on fait évaporer.

En France, dans le midi et dans l'ouest, on retire le sel des eaux de la mer. En profitant des flux et des reflux, on fait arriver l'eau de la mer sur des plages ou sols argileux; la chaleur du soleil évapore l'eau et donne le sel marin. Cette opération se fait très facilement dans le midi; dans l'ouest, elle ne peut se faire qu'à certaines époques de l'année.

En Angleterre, en Suède, on ne peut faire l'évaporation spontanée; ces pays ne sont pas assez chauds.

La couleur grise du sel est due à la terre argileuse; on sépare facilement cette terre en filtrant la dissolution du sel et l'évaporant.

Le sel est produit à si bon marché dans les marais salans, que 100 kilogr. se vendent même aujourd'hui de 25 à 30 centimes, c'est-à-dire 5 à 6 sous.

Le sel versé dans le commerce n'est pas pur, car j'ai déjà dit qu'il y avait plusieurs sels dans

les eaux de la mer. Je citerai ici des analyses faites récemment par M. Berthier; et je prendrai pour exemple le sel de Portugal, qui passe pour être le plus pur. Cependant ce sel est très variable, selon le temps où la récolte en a été faite. On fait en Portugal jusqu'à trois récoltes par an.

Le sel de Saint-Ubes, ou le sel de première qualité du Portugal, contient :

Sulfate de magnésie	0,0169
Sulfate de chaux	0,0056
Chlorure de magnésium	0,0000
Argile	0,0000
Eau	0,0245
Sel marin pur	0,9519.

Le sel du Croisic, sur les côtes de l'ouest, contient :

Sulfate de magnésie	0,0158
Sulfate de chaux	0,00165
Chlorure de magnésium	0,00500
Argile	0,00800

Eau	0,07500
Sel marin	0,87000.

Je pourrais citer d'autres exemples, et vous verriez que les proportions varient suivant les qualités.

Il est un sel de Saint-Ubes de quatrième qualité qui contient jusqu'à 0,07 de sulfate de magnésie, et un autre qui en contient jusqu'à 0,08.

Dans nos sels, le sulfate de magnésie n'entre que dans la proportion de 0,03. Ils sont beaucoup moins impurs sous ce rapport que le sel de Saint-Ubes.

Le sel marin sort aussi des volcans comme le sel ammoniac. On voit souvent parmi les laves des cristallisations cubiques de ce sel; ce qui semblerait favoriser l'opinion de ceux qui croient que les eaux de la mer communiquent avec les volcans.

Le sel marin desséché, comme tous les chlorures, ne peut être décomposé par les acides qui ne contiennent pas d'eau ou d'hydrogène; ainsi

il ne se décompose pas par l'acide borique. Pour que la décomposition ait lieu, il faut que le chlore se dégage à l'état d'acide hydrochlorique.

L'eau seule peut dégager le chlore. On fait un mélange grossier de sable et de sel marin ; on le met dans un tube de porcelaine, que l'on expose à une chaleur rouge. Quand la température est à ce terme, on fait arriver un grand courant de vapeur d'eau ; et par l'autre extrémité, il sort un courant d'acide hydrochlorique, et l'on trouve dans ce tube la silice combinée à la soude sous la forme vitreuse. C'est une opération qui pourrait être utile dans les arts, si l'on n'avait pas de moyen simple d'obtenir la soude.

On décompose aussi le sel marin d'une autre manière : on projette dans le sel marin en fusion de l'argile, ou un mélange d'argile et de silice. Si l'argile est humide, l'eau se décomposera : l'oxigène se dégagera et l'hydrogène se portera sur le chlore.

Cette expérience explique l'emploi du chlorure

de sodium dans les fabriques de poteries. Lorsque les poteries sont cuites, si on les retirait, elles auraient une apparence terreuse; on leur donne un vernis d'une manière bien simple : on jette du sel dans le four; il se réduit en poudre par la décrépitation; cette poudre se fixe aux parois des poteries. Dans le four, il y a de l'eau en vapeur, et le sel marin peut être décomposé et produire par sa base une matière vitreuse. On peut également concevoir que le sel marin se combine tout entier avec la matière terreuse, et donne un verre. On fait des verres dans lesquels il entre.

Le chlorure de barium est composé d'un atome de chlore, d'un atome de barium, et de deux atomes d'eau. Ses cristaux sont des lames rhomboïdales extrêmement minces, et plus souvent des lames hexagonales irrégulières.

Sa saveur est piquante et désagréable, c'est un poison assez violent · à la dose de trois quarts de gramme, il peut faire mourir un chien (trois quarts de gramme sont équivalens de 12 ou 14 grains).

Exposé à l'action de la chaleur, il perd facilement ses deux proportions d'eau. Cependant il conserve cette eau à l'air dans toutes les circonstances et à tous les degrés de sécheresse ; et quand on lui a fait perdre son eau par l'action du feu, il agit comme le plâtre et la reprend à l'air. En général, tout sel hydraté qui peut conserver son eau dans les circonstances ordinaires de l'atmosphère, si on la lui enlève par la chaleur, étant exposé à l'air, finit par reprendre toute celle qu'il a perdue.

La solubilité du chlorure de barium est assez grande : 100 parties d'eau à 15°,6 en dissolvent 43,5 parties ; à 49,3, elles en dissolvent 55,6 ; à 105°,5 elles en dissolvent 77,9.

Ce sel entre en fusion à une chaleur rouge blanc, et reste dans cet état sans donner de vapeurs. C'est un chlorure fixe qui peut supporter la plus haute température. Ce sel se dissout un peu dans l'alcool ; mais en très petite proportion, à moins qu'il ne soit très faible.

Le chlorure de barium est décomposé par un

grand nombre de substances : sa base étant moins soluble que la plupart des autres bases, elle doit être chassée par ces substances. Ce sel peut être décomposé par les carbonates alcalins. Enfin, il est précipité par l'acide sulfurique.

On peut préparer ce sel de différentes manières.

On prend du sulfate de baryte que l'on décompose par le charbon, pour former du sulfure de barium. On le traite par l'eau et l'acide hydrochlorique qui s'empare du barium, et rien n'est plus facile que d'obtenir ce chlorure. On obtient aussi ce composé en fondant ensemble un atome de chlorure de calcium et un atome de sulfate de baryte. A froid ou par la voie humide, ce mélange n'éprouverait aucune décomposition. Il n'en est pas de même par la voie sèche. Le sulfate de baryte entre facilement en fusion, et il se forme du chlorure de barium et du sulfate de chaux; en lavant et évaporant, on obtient le chlorure de barium. Il est très probable que ce qui opère la décomposition est la différence de pesanteur

spécifique et de fusibilité des sels. La différence de fusibilité équivaut à une différence de solubilité.

On a fait l'expérience. Voici la matière fondue, et nous pourrons vous montrer l'endroit où ces deux sels se réunissent.

Pour faire le partage, on réduit les matières en poussière dans un mortier et on la jette aussitôt dans l'eau bouillante ; on remue à peine, et l'on filtre. L'eau entraîne le chlorure de barium. Le sulfate de chaux est peu soluble, il reste sur le filtre ; mais si l'on était lent dans l'opération, on retrouverait le chlorure de potassium et le sulfate de baryte recomposés.

Par ce procédé, on peut préparer en grand le chlorure de barium.

On peut aussi former le chlorure de barium par l'union de l'acide hydrochlorique et de la baryte. Cette formation est rapide et le composé devient incandescent. Il se dégage de l'eau dans cette opération.

Voici un ballon rempli de gaz hydrochlorique ;

on jette dedans de la baryte : l'hydrogène de l'acide se combine avec l'oxigène de la base et forme de l'eau qui se dépose sur les parois du vase. Vous voyez que la combinaison est rapide.

Le chlorure de strontium est formé d'un atome de chlore, d'un atome de strontium et de six atomes d'eau. Il cristallise en prismes triangulaires réguliers, très allongés et terminés en pente. Souvent aussi ces prismes triangulaires se réunissent pour former des prismes hexaèdres réguliers. Cette dernière forme est celle qui est la plus ordinaire.

Ce sel n'est pas vénéneux.

En raison de la quantité d'eau qu'il renferme, il éprouve sur les charbons la fusion aqueuse; ensuite il se dessèche et éprouve enfin la fusion ignée. Il n'est volatil qu'à une température des plus élevées, comme celle que l'on obtiendrait par la combustion de l'hydrogène par l'oxigène.

Ce sel est beaucoup plus soluble que le précédent. 100 parties d'eau à 18°,2 en dissolvent 140 parties; à 100°, elles en dissolvent toutes

sortes de proportions. Il est soluble aussi dans l'alcool et même dans l'alcool, rectifié, qui peut en prendre 0,04. On sait qu'il y a peu de sels dans ce cas.

L'alcool tenant du chlorure de strontium en dissolution, a la propriété de brûler avec une belle flamme pourpre. Cette propriété le fait employer par les artificiers et sur les théâtres.

Il n'est pas facile de trouver beaucoup de caractères pour distinguer le chlorure de strontium du chlorure de barium : la cristallisation du chlorure de strontium et sa combustion dans l'alcool donnent cependant des moyens de le reconnaître.

En général quand on veut reconnaître un sel par sa cristallisation, on met une goutte de sa dissolution sur une lame de verre, et bientôt on voit des formes suffisamment distinctes pour prononcer sans aucun doute.

Le chlorure de strontium est déliquescent, et même tombera en *deliquium* avant le chlorure de sodium.

On pourrait avec des sels différemment déliquescens former un hygromètre; mais cet hygromètre changerait selon la température, parce que les sels n'ont pas la même affinité pour l'eau à tous les degrés de température.

Le chlorure de strontium est décomposé dans les mêmes circonstances que les sels précédens. On le prépare de la même manière que le chlorure de barium.

Le chlorure de calcium est formé d'un atome de chlore, d'un atome de calcium et de six atomes d'eau. Il cristallise en prismes à six pans, terminés par des pyramides à six faces. Les cristaux sont ordinairement striés.

Sa saveur est très amère et en même temps piquante.

Exposé au feu, il passe vite de la fusion aqueuse à la fusion ignée. Quand il est sec, il attire l'eau en vapeurs. Une fois qu'il a été fondu il persiste à une température des plus élevée, sans entrer en vapeur; on a seulement observé qu'il perdait une petite quantité de chlore. Après avoir été

fondu, on l'a désigné sous le nom de *phosphore de Homberg*, parce qu'étant exposé à la lumière, il paraît un peu lumineux dans l'obscurité.

La solubilité du chlorure de calcium est des plus grandes : 100 parties d'eau à 15° en dissolvent 403 parties.

Il est éminemment soluble dans l'alcool. En général, les sels déliquescens sont solubles dans l'alcool : or, ce sel est excessivement déliquescent ; on ne le connaît à l'état solide que quand on l'a desséché. Exposé à l'air, il attire toujours l'humidité ; nous ne voyons jamais l'air assez sec pour qu'il ne prenne pas d'eau ; il ne laisse pas un centième d'eau dans l'air, aussi est-il presque toujours liquide.

Ce sel est décomposé par divers réactifs, et comme cela nous donnera lieu de revenir sur quelques principes, je vais indiquer sa décomposition par diverses bases.

Si je verse dans le chlorure de calcium de la potasse, il y aura précipité : le chlore va se par-

tager entre la chaux et la potasse, et la chaux éliminée ne trouvera pas assez d'eau pour être tenue en dissolution sans se précipiter.

Le chlorure de calcium donne aussi un précipité par la baryte; la chaux se précipite. Je fais dépendre ce phénomène de la précipitation, de la différence de solubilité, et non de la différence d'affinité.

La strontiane précipite également la chaux du chlorure de calcium. Ce sel donne des précipités par la potasse, la soude, la baryte et la strontiane, parce que ces bases sont plus solubles que la chaux. En général, vous aurez un précipité toutes les fois que vous aurez des différences de solubilité entre les bases.

Le chlorure de calcium à l'état sec est employé pour dessécher les gaz. On le met dans un tube où l'on fait passer les gaz. Il faut que le courant de gaz passe lentement: si l'on doit le faire passer vite il faut allonger le tube. Trois à quatre centimètres de chlorure de calcium suffisent pour dessécher les gaz.

En prenant une dissolution de chlorure de calcium concentré et en le faisant ensuite bouillir avec de la chaux, et laissant refroidir, on obtient des cristaux en aiguilles minces, satinées, que l'on avait prises pour de la chaux; mais cela n'est pas exact. Ces cristaux ont été analysés depuis. Dans l'eau ou l'alcool, ils se décomposent immédiatement: l'eau ou l'alcool s'empare du chlorure et l'on trouve un atome de chlorure de calcium, trois atomes de chaux, un atome de chlore, quinze atomes d'eau.

Le chlorure de calcium se trouve dans les eaux de la mer en très petite quantité. On le trouve aussi dans l'intérieur des terres. Il n'y a pas de sol qui, étant lessivé, ne donne du chlorure de calcium. Les eaux des puits de Paris en contiennent notablement; elles contiennent aussi du chlorure de potassium que l'on reconnaît par le nitrate d'argent qui donne un précipité blanc. Quant au sulfate de chaux, on reconnaît sa présence par l'oxalate d'ammoniaque, qui produit un précipité abondant d'oxalate de chaux. Le sulfate de

chaux et le chlorure de calcium sont les deux sels dominans dans les eaux des puits de Paris. Voilà pourquoi dans les platras l'on trouve de l'hydrochlorate de chaux.

Le chlorure de magnésium peut être obtenu en combinant l'acide hydrochlorique avec la magnésie; mais de cette manière on n'obtient jamais le chlorure sec; il se décomposerait en voulant le faire sécher.

On peut aussi distiller du sel ammoniac avec du carbonate de magnésie: ce moyen n'est pas encore très bon pour obtenir le chlorure de magnésium.

Il vaut mieux faire passer du chlore à travers un tube de porcelaine contenant du carbonate de magnésie chauffé au rouge. La magnésie perd son oxigène pour s'unir au chlore; mais cette substance est de toutes les bases la dernière qui se laisse décomposer par le chlore.

En faisant évaporer la dissolution du chlorure de magnesium, l'on a une masse cristalline composée de cristaux assez fins. Cette cristallisation

se fait difficilement. Ce sel contient cinq proportions d'eau.

Sa composition est d'un atome de chlore, un atome de magnesium et cinq atomes d'eau.

La saveur de ce sel est extrêmement amère. Sur les charbons, il fuse et se décompose. En le desséchant à une température peu élevée même, il se décompose, et donne de l'acide hydrochlorique, et il reste de la magnésie. L'acide hydrochlorique se dégage tout entier à une température suffisante. La formation de cet acide et celle de la magnésie sont dues à la décomposition de l'eau.

Le sel fait avec le chlore et la magnésie, et que l'on n'a pas fait cristalliser, ne donne pas d'acide hydrochlorique par sa décomposition : c'est qu'il ne contient pas d'eau.

En faisant arriver des vapeurs aqueuses sur le chlorure de magnesium, l'eau se décompose ainsi qu'une partie du sel : il reste de la magnésie libre et la partie du sel qui n'a pas été décomposée. En faisant arriver de nouvelles vapeurs sur le chlorure, il se décomposera aussi. Du chlore se

dégage dans toutes ces décompositions. S'il s'en va un demi-atome de chlore, un demi-atome d'oxigène prend sa place. Le chlore et l'oxigène sont constamment complémens l'un de l'autre. Il est bon de remarquer, dans cette décomposition, que la magnésie, par sa prédominance dans le résidu, peut s'opposer à une décomposition ultérieure : pour obtenir une décomposition complète, il faudrait calciner le résidu, laver et filtrer. Après un petit nombre d'opérations semblables on peut décomposer tout le chlorure de magnésium. Ce n'est pas là un moyen d'analyse bien praticable.

Le chlorure de magnesium est éminemment soluble ; sa solubilité est aussi grande que celle du chlorure de calcium ; il se dissout très bien dans l'alcool. Il est très déliquescent, mais moins que le chlorure de calcium.

On peut décomposer le chlorure de magnésium par toutes les bases que nous avons successivement examinées. La potasse, la soude, la baryte, la strontiane et la chaux précipitent la

magnésie, parce que cette dernière est tout-à-fait insoluble.

Il nous reste à parler du chlorure d'aluminium, que l'on est parvenu à décomposer, et qui a donné un métal que l'on appelle *aluminium*.

IMPRIMERIE DE HUZARD COURCIER,
rue du Jardinet, n° 12.

COURS DE CHIMIE.

SOMMAIRE.

Chlorure d'aluminium. — Sa préparation par l'action du chlore, sur l'alumine et le charbon. — Manière d'obtenir l'aluminium avec ce chlorure. — Propriétés de l'aluminium. — Action remarquable de l'oxigène sur lui. — Formation du corindon dans les volcans. — Proto et perchlorure de manganèse. — Chlorure correspondant à l'acide manganésique. — Chlorure de zinc. — Protochlorure de fer. — Combinaison avec l'hydrochlorate d'ammoniaque. — Perchlorure. — Formation du *fer spéculaire* dans les volcans, par la décomposition du chlorure de fer. — Observations de M. Gay-Lussac à ce sujet sur des laves du Vésuve. — Protochlorure d'étain. — Son action sur les sels et les acides qui peuvent lui céder de l'oxigène. — Son action sur l'eau. — Nature du précipité formé par la potasse. — Perchlorure. — Action de l'eau. — Différence de propriétés entre le chlorure fourni directement, et par le perchlorure de mercure. — Combinaisons du chlorure d'étain avec d'autres chlorures. — Chlorure d'arsenic.

Nous avons annoncé dans la dernière séance que nous nous occuperions avec détail du chlorure d'aluminium, parce que c'est de ce composé que Whôler a séparé l'aluminium.

Quand on met de l'acide hydrochlorique avec

de l'alumine, il se forme une dissolution que l'on peut appeler du nom d'hydrochlorate ; comme elle est obtenue avec de l'eau, on n'est pas certain d'avoir du chlorure d'aluminium. Si l'on veut avoir ce chlorure sec, il faut le former de manière que l'eau ne puisse intervenir. Or, il y a pour cela plusieurs procédés.

On peut l'obtenir en combinant directement le chlore avec l'aluminium.

Lorsque l'on n'a pas d'aluminium, il n'y a pas d'autre moyen que d'avoir recours aux chlorures et d'enlever l'oxigène de l'alumine par des affinités doubles. L'affinité de l'oxigène pour l'aluminium est très grande.

Si l'on expose à une chaleur rouge un mélange d'alumine et de charbon, puis que l'on fasse arriver dessus du chlore, il y aura formation de chlorure, l'alumine perdra son oxigène. Ce procédé est assez généralement suivi ; il a été employé avec succès par M. Œrstædt.

Pour opérer de la manière la plus certaine, il faut prendre de l'alumine que l'on précipite de l'alun ; on y ajoute une matière charbonneuse très

divisée, du sucre, par exemple, que l'on mêle avec de l'huile. Cette matière est calcinée; elle est mise ensuite dans un tube de porcelaine; on fait chauffer au rouge, et c'est alors que l'on fait passer le chlore.

Le carbone s'empare de l'oxigène de l'alumine; il se forme du gaz oxide de carbone. On peut détacher facilement le chlorure qui est dans le tube.

C'est un corps jaunâtre. A une température ordinaire, il se fond; à 100°, il se volatilise.

Ce composé étant exposé à l'air, en attire promptement l'humidité; il tombe en *deliquium;* alors il ne diffère pas d'une dissolution concentrée d'acide hydrochlorique et d'alumine, dans l'eau; il se dissout très bien. On peut considérer cette dissolution comme un hydrochlorate d'alumine, ou comme un chlorure d'aluminium; elle a une réaction acide bien marquée, ce qui pourrait la faire considérer comme hydrochlorate; mais ce caractère n'est pas concluant, parce que si l'eau avait été décomposée pour former l'acide hydrochlorique, il y aurait formation d'alumine.

En chauffant la dissolution, l'eau se décompose

réellement, l'acide hydrochlorique se dégage et l'alumine reste.

C'est d'après cette décomposition que M. Whôler a supposé que le chlorure d'aluminium dans l'eau n'était ni un hydrochlorate, ni un chlorure d'aluminium, mais une substance d'une formation analogue à celle de l'acide fluosilicique, lequel dans l'eau devient l'acide hydro-chloro-aluminique.

Nous ne pouvons partager cette manière de voir. Il faut bien faire attention que l'insolubilité, en général, est une force beaucoup plus puissante qu'on ne le croit ordinairement. L'alumine ne se précipitant pas, on peut penser que l'aluminium ne s'oxide pas. Au reste, tant qu'un corps reste en dissolution, on ne voit pas ce qui se passe et l'on ne peut pas appliquer les mêmes explications que pour les composés où tout est mis en évidence. Nous pourrons considérer la dissolution de chlorure d'aluminium comme un chlorure acide, ou comme un hydrochlorate d'alumine.

Ce chlorure est décomposé par les autres bases. Voyons le procédé pour obtenir l'aluminium.

On prend le chlorure d'aluminium séché ; on le met dans un creuset de platine avec une certaine quantité de potassium. (On doit éviter de faire l'opération dans le fer.) Le chlorure est mis au fond du creuset; il doit être en quantité considérable relativement au potassium ; on en met dix fois le poids de celle-ci ; on chauffe doucement pour favoriser l'action. A froid, il n'y aurait rien ; par l'action de la chaleur il se forme de la potasse et en même temps l'aluminium est mis à nu. On obtient une masse alcaline qu'on laisse refroidir lentemeut sur la lampe à l'esprit-de-vin. C'est aussi avec la lampe à l'esprit-de-vin que l'on élève la température.

On jette ensuite la masse dans l'eau ; elle s'y délaie. Il peut y avoir un peu d'effervescence. L'aluminium gagne le fond du vase ; il est en petits grains comme de la poudre, ou plutôt en paillettes extrêmement fines, ayant un éclat métallique que l'on compare à l'éclat de l'étain.

Cette substance paraît grise ; si on la frotte avec un brunissoir, ses parties s'agglomèrent et forment une surface qui réfléchit la lumière.

M. Whôler a voulu essayer de conduire l'électricité et la chaleur par cette poussière, ce qui est une propriété des métaux; mais elle la conduit fort mal. Quand un corps est divisé, quand il y a solution de continuité entre ses parties, quelque bon conducteur qu'il puisse être, il perd cette qualité. L'expérience de M. Whôler ne prouve pas que l'aluminium ne jouisse de la métallicité ou de la propriété conductrice.

A l'air et dans l'eau, l'alumium ne s'altère pas; il est même peu altéré par les acides nitrique et sulfurique à froid; chose extraordinaire; puisqu'il a une grande affinité pour l'oxigène. Il faut, pour bien le comprendre, considérer la force de cohésion qui est un obstacle aux nouvelles affinités, et elle paraît être très grande dans l'aluminium. Mais si l'on élève la température, les acides changent l'aluminium en alumine.

Parmi les corps qui ont le plus d'affinité pour l'aluminium sont les alcalis, et particulièrement la potasse.

M. Whôler a vu que l'aluminium se combinait parfaitement bien avec les corps simples.

Cette substance brûle dans l'oxigène avec un grand éclat et une grande élévation de température ; l'éclat est si vif, qu'on l'a comparé à celui du soleil. La chaleur qui se développe est si forte, que l'alumine est en partie fondue ; et l'on sait qu'on ne peut la fondre par les moyens ordinaires, même par le chalumeau à gaz oxigène et hydrogène. En raison de cette fusion, l'alumine prend une consistance telle, qu'elle fait feu avec le briquet et coupe le diamant, et elle ressemble à ce produit naturel que l'on nomme corindon, qui par sa dureté vient après le diamant.

En combinant l'aluminium avec le chlore, on reforme le chlorure obtenu par les procédés que nous avons indiqués ; expérience extrêmement satisfaisante comme vérification.

L'aluminium est fixe.

Chauffé au rouge et mis en contact avec le soufre en vapeurs, il se forme un sulfure. On le combine facilement avec l'arsenic et le phosphore. Ainsi voilà un nouveau corps simple provenant de l'alumine, dont la composition avait bien été regardée comme incontestable, mais

que l'on avait pourtant pas encore décomposée.

La combustion de l'aluminium dans l'oxigène peut expliquer quelques-uns des phénomènes de la nature ou la formation du corindon. Cette substance doit être considérée comme un produit volcanique : le potassium peut, dans les éruptions des volcans, décomposer des chlorures d'aluminium dont on comprend facilement la formation par la présence du chlore et de l'alumine; enfin l'aluminium étant formé, on comprend sa combustion dans l'oxigène, et voilà pourquoi le corindon est une matière si dure et qui a éprouvé la fusion.

Que les volcans soient le produit de l'inflammation des dépôts de matières combustibles, ou le résultat des feux que l'on suppose exister au centre de la terre, l'explication subsiste. Le corindon se trouve toujours dans les produits des volcans qui fument encore ou des volcans éteints.

Le manganèse forme avec le chlore plusieurs chlorures, et l'on peut en citer trois bien distincts. Nous en parlerons, parce que l'un des chlorures de manganèse s'emploie dans les arts.

On forme le protochlorure de manganèse, en prenant du peroxide pur et en versant dessus de l'acide hydrochlorique. Il se dégage une certaine quantité de chlore et il ne se forme pas un chlorure correspondant à l'oxigène que le métal contient (il en contient deux atomes); il faudrait deux atomes d'acide hydrochlorique, et il se formerait un perchlorure contenant deux atomes de chlore, si la combinaison correspondait à l'oxigène du métal. Mais en employant la chaleur, comme on fait ici, le perchlorure ne peut exister.

On peut faire cristalliser la dissolution de protochlorure; elles se présente sous forme de prismes très aplatis.

Au feu, ce protochlorure fond dans son eau de cristallisation; il se dessèche, et passe ensuite à la fusion ignée. Il ne se volatilise pas : il est très permanent.

Si l'on chauffe ce sel au contact de l'air, il y a formation d'acide hydrochlorique et il reste de l'oxide. Son eau de cristallisation se décompose et fournit de l'hydrogène au chlore.

Le chlorure de manganèse est très soluble dans l'eau ; il est même déliquescent et il se dissout dans l'alcool.

Nous venons de parler du protochlorure ; l'autre chlorure de manganèse n'a qu'une existence éphémère. Pour le faire, il faut prendre du manganèse et le combiner avec du chlore, et nous regardons le sel qui en provient comme étant un perchlorure.

Si l'on prend du chlorure ordinaire et qu'on y fasse arriver du chlore, celui-ci est absorbé en grande quantité ; le premier est donc le protochlorure, et le second, ou ce que l'on obtient par l'addition du chlore, est le perchlorure. Or, c'est une substance semblable à ce perchlorure que l'on obtient par la combinaison directe du chlore avec le manganèse.

Ce sel se décompose par la chaleur et donne de l'oxigène aux corps qui en manquent par la séparation des élémens de l'eau de cristallisation.

Il y a un troisième chlorure qui correspond à l'acide manganésique : cet acide forme ce qu'on appelle le *caméléon minéral.*

On fait le caméléon en fondant de la potasse avec le peroxide de manganèse. On obtient une dissolution d'un vert foncé. Ce caméléon est vert parce qu'il est obtenu avec un excès de potasse : si l'on sature la potasse par l'acide sulfurique, la dissolution devient rouge. Ce sont ces changemens de couleur qui l'ont fait appeler caméléon. Ce n'est que du manganésiate de potasse.

On dessèche le caméléon et l'on verse dessus une certaine quantité d'acide sulfurique, et sur le tout on jette du sel marin par petites parties. L'acide manganésique cède de son oxigène au sodium du sel marin, qui doit se combiner avec l'acide sulfurique, et l'acide manganésique s'unit au chlore. Ce chlorure particulier est remarquable par une couleur rouge ou par une couleur cuivrée. Il se présente sous forme de vapeurs qui peuvent être recueillies; ces vapeurs sont pesantes et restent sur les parois des vases. On peut les transvaser d'une cloche dans une autre. En se condensant, elles se décomposent, et il se forme de l'acide manganésique par la décomposition de l'eau qui fait partie du sel.

Le chlorure de zinc s'obtient en faisant passer du chlore sur du zinc chauffé à une température rouge. Il est difficile de faire cristalliser ce sel. Il est très fusible, et fond à une température de 100°.

Il n'a pas une grande cousistance : il ressemble au beurre ; aussi l'avait-on appelé *beurre de zinc*. Il peut se volatiliser : il est alors anhydre. Si la volatilisation se fait à l'air, il y a une portion assez grande du sel de décomposée.

Ce sel pourrait se former par la voie humide.

Le fer forme plusieurs oxides, et par conséquent plusieurs chlorures ; aussi avons-nous un protochlorure, un perchlorure et un chlorure intermédiaire.

Le protochlorure s'obtient en faisant arriver du chlore sur du fer de manière que le fer se trouve en excès, ou bien en traitant le fer par l'acide hydrochlorique.

Ce chlorure se fond et cristallise par le refroidissement. A une température rouge, il se volatilise.

La cristallisation de ce sel est feuilletée ou

même en paillettes quand il est formé en faisant arriver l'acide hydrochlorique sur le fer.

Ce sel se dissout dans l'eau, et alors il communique une couleur verte analogue à celle des sels de fer formés avec les oxacides. On peut le faire cristalliser de ses dissolutions, et il devient anhydre.

Tous les sels de fer ont la propriété de s'altérer quand on les expose au contact de l'air; le chlorure que nous examinons ne fait pas exception : si on le tient au contact de l'air, l'oxigène est absorbé peu à peu et il se forme dans la dissolution un précipité d'oxide mêlé d'un peu de chlorure. Ainsi le chlorure de fer tend à passer à un autre état.

On se sert, dans les laboratoires, du chlorure de fer, en raison de sa solubilité et de la propriété qu'il a d'absorber une grande quantité de deutoxide d'azote pour examiner la pureté du deutoxide d'azote.

Parmi les chlorures, il n'y en a aucun qui n'ait la propriété de se combiner avec l'hydrochlorate d'ammoniaque et de former des sels dou-

bles, que l'on peut considérer comme étant des hydrochlorates doubles, ce qui paraît plus simple, parce que les sels combinés seraient symétriques. Ce qui vient à l'appui de cette opinion, c'est que l'hydrochlorate d'ammoniaque se combine avec les chlorures atome à atome.

En faisant arriver du chlore dans du proto-chlorure de fer, le chlore est absorbé très rapidement; le sel change de couleur : de vert qu'il était, il devient jaune. Le perchlorure est alors formé.

On forme aussi ce sel en faisant passer sur le fer du chlore en excès; il se produit un composé ou un perchlorure de fer, qui est couleur d'or ou d'un rouge brun foncé, et en petites paillettes brillantes.

Si l'on fait volatiliser plusieurs fois le perchlorure, il n'éprouve aucune altération. Exposé à l'air, il en attire l'humidité et devient très déliquescent; alors il ne peut plus être desséché. La chaleur en dégage de l'eau, de l'acide hydrochlorique; une portion du sel est volatilisée, et il reste de l'oxide avec un peu de chlorure. La

chaleur étant plus forte, il ne reste que de l'oxide.

Ainsi le protochlorure de fer peut, de l'état liquide, être ramené à l'état sec et anhydre; mais quand on prend du perchlorure et qu'on en concentre sa dissolution, il se décompose en grande partie si l'on veut le dessécher.

Le perchlorure est extrêmement soluble dans l'eau. Il se dissout dans l'alcool et même dans l'éther.

Nous allons examiner maintenant les chlorures de fer sous le rapport de leur présence dans les volcans, et comme donnant un produit qui est connu en Minéralogie sous le nom de *fer spéculaire*.

On trouve parmi les productions des volcans éteints ou en activité des lames de fer parfaitement polies, qui forment miroir, et que par cela on nomme spéculaires. Elles sont en quantité considérable dans les laves du Puy-de-Dôme; les interstices de ces laves sont remplis de fer à l'état d'oxide. J'en ai vu en 1805, dans le résidu d'une éruption précédente du Vésuve. La lave avait coulé d'abord comme de l'eau, et s'était

ensuite refroidie à la surface ; et enfin les bords, en se solidifiant, s'étaient rapprochés de manière à faire une voûte. La lave avait coulé encore dessous ; mais diminuant en quantité, elle avait coulé comme dans un canal qu'elle s'était fait elle-même. Elle était arrêtée depuis long-temps ; mais la température s'était conservée, les masses étant considérables. L'intérieur de cette galerie, qui avait une étendue fort grande, était tapissé d'une prodigieuse quantité de ce fer spéculaire absolument semblable à celui que l'on connaît, mais dont on ignorait l'origine, parce qu'on n'avait pas pris la nature sur le fait.

Ce fer spéculaire ne peut pas avoir été formé immédiatement comme oxide de fer : il aurait fallu supposer que le fer avait été volatilisé, ce qui est impossible ; mais nous savons que dans les volcans il se dégage des chlorures, c'est incontestable. Je vous ai cité l'hydrochlorate d'ammoniaque, le sel marin ; nous savons ensuite qu'il peut se trouver du fer dans les matières volcaniques, et qu'il se dégage des vapeurs d'acide hydrochlorique des déjections des volcans : il

peut donc se former des chlorures de fer, lesquels sont décomposés par leur contact avec l'eau. Presque toutes les fumeroles de volcan donnent de l'acide hydrochlorique; quelquefois cependant on ne recueille que de l'eau pure, mais le plus souvent elle est acide.

Je viens maintenant à notre chlorure de fer. Ce chlorure, quel qu'il soit, étant exposé à l'action de la chaleur et de l'humidité, se décompose et donne des vapeurs d'acide hydrochlorique et de l'oxide de fer.

Le protochlorure par l'action de l'oxigène de l'air donne du perchlorure, et le perchlorure n'a besoin que de l'action de l'eau pour donner de l'oxide. Ainsi les vapeurs dégagées du volcan se décomposent dans l'air, et forment des atomes d'oxides qui cristallisent. Telle est probablement l'origine de ce fer spéculaire, que l'on trouve dans les résidus des volcans.

Voici du chlorure de fer que l'on a fait chauffer dans ce creuset; il fume abondamment; si l'on présente à la fumée un papier bleu, il va être rougi très promptement : c'est qu'il y a du chlore

entraîné. Si l'on dirige un courant de vapeurs dessus le chlorure, il donnera des vapeurs plus abondantes encore, et le résidu sera de petits cristaux d'oxide. Si nous mettions dans le creuset de l'argile humide, il y aurait combinaison de l'oxide de fer avec la matière terreuse, et nous aurions un composé très riche en fer.

C'est ainsi qu'on apprend à entrevoir la formation des corps rassemblés par le minéralogiste.

L'étain se combine très bien avec le chlore, et forme deux chlorures. Nous avons d'abord un protochlorure, que l'on peut obtenir à l'état sec en traitant de l'étain par de l'acide hydrochlorique : on chauffe l'étain, et l'on fait arriver l'acide sur le métal. Il y a dégagement d'hydrogène et production du sel. Il faut mettre le métal en excès.

Il y a un procédé général pour faire les chlorures d'une manière sûre. Nous avons un chlorure, ou plutôt un perchlorure de mercure, connu sous le nom de sublimé corrosif; il a la propriété de céder son chlore à une foule d'autres métaux, ou.

en d'autres termes, le mercure a peu d'affinité pour le chlore, de manière qu'il le cède à tous les corps. Cependant tout dépend des proportions dans lesquelles on l'emploie. Si l'on met parties égales d'étain et de sublimé corrosif, il se forme un protochlorure d'eau : par ces proportions, l'étain est véritablement en excès. Ce sel est composé d'un atome de chlore et d'un atome d'étain.

Je crois que je n'ai point donné le poids de l'atome d'étain.

Il est égal à....................	7,35294
L'atome de chlore est égal à......	4,42650
Le poids atomistique du protochlorure d'étain est donc égal à........	11,77944.

Ce protochlorure étant exposé à l'action de la chaleur, fond et produit une masse grise par le refroidissement. La cassure de cette masse est vitreuse, ce qui est tout l'opposé de la cassure cristalline.

Ce même chlorure peut être volatilisé à une chaleur rouge; et si l'opération a été faite sans la présence de l'eau, la volatilisation a lieu sans

décomposition; mais si l'eau est présente, la décomposition s'opère.

Ce sel est connu sous le nom de sel d'étain dans les arts. On l'obtient en grand, en traitant l'étain par l'acide hydrochlorique : on met le métal dans l'eau dans des vaisseaux de grès ou de cuivre, ce qui n'a aucun inconvénient, parce que l'étain a beaucoup plus d'affinité pour le chlore que le cuivre. Alors l'acide hydrochlorique, en arrivant sur l'étain, abandonne son hydrogène et forme du chlore : on fait cristalliser ensuite. Les cristaux sont des aiguilles prismatiques.

Ce sel, à l'état solide, étant mis dans l'eau et en petite quantité, peut être dissous sans décomposition sensible; mais si l'on étend l'eau, il se forme un sous-sel, c'est-à-dire que le protochlorure se décompose, et donne lieu à une liqueur plus acide et à un précipité qui contient moins de chlore. Ce sous-sel est formé de 2 atomes de métal, de 1 atome d'oxigène, et de 1 atome de chlore. Enfin ce composé n'est point anhydre : il renferme deux proportions d'eau.

Ce sous-sel mêlé à l'eau est décomposé par la chaleur.

Le protochlorure d'étain est décomposé facilement par les alcalis. Ainsi en le traitant par la potasse en petite quantité, on obtiendrait un précipité qui sera un sous-sel, et l'eau pourra faire passer le précipité à l'état d'oxide en augmentant la quantité de l'alcali.

On avait remarqué qu'en précipitant le chlorure d'étain par la potasse, il se déposait au bout d'un certain temps au fond du vase une matière cristalline affectant la forme du chou-fleur, d'un gris noir et que l'on a prise pour du métal. Proust pensait que l'étain était réduit par la potasse, ce qu'il attribuait à la grande affinité de la potasse pour le peroxide d'étain; car il faut savoir que le peroxide d'étain se conduit avec les bases comme un acide. Or, ce peroxide ne pouvait se former qu'aux dépens de l'oxigène du protoxide, ce qui régénérait une partie du métal; mais Berthollet ayant examiné ce précipité, vit qu'il se dissolvait dans l'acide hydrochlorique sans dégagement de gaz : ainsi ce précipité n'est pas du

métal; car si cela était, il y aurait dégagement d'hydrogène.

Je n'ai jamais obtenu un précipité métallique; j'ai toujours obtenu de l'oxide noir, de sorte que si Proust s'est borné à examiner l'aspect de la matière, ce n'était pas un caractère suffisant pour prononcer. J'ajouterai à l'autorité de Berthollet, en disant que j'ai vu aussi le précipité se dissoudre dans l'acide hydrochlorique sans dégagement de gaz hydrogène.

Le protochlorure d'étain est un réactif dont nous nous servons fréquemment dans les laboratoires. Il a une grande tendance à se surchlorer, c'est-à-dire à prendre une excédant de chlore. Quand on l'expose au contact du chlore, il l'absorbe rapidement, et même l'affinité est si grande qu'il y a inflammation du protochlorure dans le chlore, même à froid.

Quand il est exposé au contact de l'air, l'affinité qu'il a pour le chlore fait également qu'il se combine avec l'oxigène. Voici ce qui se passe alors : il faut imaginer que la moitié du protochlorure se décompose complètement et donne

son chlore à l'autre portion ; il se forme un précipité d'oxide d'étain, et il reste une dissolution de perchlorure d'étain.

Voilà une action sur l'oxigène fort remarquable. Cette action est telle, que si nous prenons du protochlorure et que nous le mettions en contact avec l'acide arsenieux ou arsenique, il réduit ces deux acides ; une portion du métal reste à l'état d'oxide, l'autre s'unit à une partie chlore qu'abandonne le chlorure. Ce chlorure d'étain agit comme corps désoxigénant ; mais c'est pour passer à l'état de perchlorure.

Nous avons une foule d'oxides métalliques qui sont réduits par le protochlorure d'étain. Les chlorures de mercure, d'argent, sont décomposés par ce sel ; il fait passer l'acide sulfureux à l'état de soufre. Il attaque même les sels de cuivre. Il réduit une grande quantité de corps, en leur enlevant de l'oxigène.

Pour examiner les propriétés du perchlorure, il faut l'obtenir autrement que par la décomposition du protochlorure. Pour cela on combine directement l'étain avec le chlore ; mais on peut

aussi le former par l'ancien procédé, qui consiste à chauffer quatre portions de perchlorure de mercure et une partie d'étain en limaille.

Quand on veut obtenir l'étain en poudre fine, on le mêle à un peu de mercure; alors on peut le broyer et le diviser comme on veut.

En distillant quatre parties de perchlorure de mercure et une d'étain, on obtiendra un liquide tout-à-fait incolore, que l'on appelait autrefois *liqueur fumante de Libavius*.

Le perchlorure d'étain est formé de deux atomes de chlore et un atome d'étain.

Quand on l'expose au contact de l'air, il fume aussitôt. Il a une odeur particulière très marquée que l'on ne peut définir. Les vapeurs qu'il donne sont du perchlorure qui se dégage et qui, s'unissant avec de l'eau, forme un composé moins volatil. C'est la raison pour laquelle on voit ces vapeurs dans l'air.

Le perchlorure a la propriété d'agir avec force sur l'eau. Dans un vase ouvert, il attire l'humidité, et forme une combinaison hydratée qui cristallise sur les parois du vase. Mais on peut mo-

dérer cette action puissante en mêlant de l'eau avec le corps ; en y mêlant un tiers de son poids d'eau, on le solidifie complètement. Ce mélange occasione une ébullition qui volatilise la partie du sel qui n'est pas encore combinée avec l'eau. Une fois qu'il a été combiné avec l'eau, il est moins volatil et ne fume plus à l'air.

Dans cet état, si on l'expose à l'action de la chaleur, il ne s'en volatilise qu'une petite partie ; il y a décomposition du reste, dégagement de l'acide et un résidu d'oxide.

Ce perchlorure hydraté est très stable : il n'éprouve aucune altération à l'air ; il n'a plus la propriété d'enlever l'oxigène ; il ne l'enlève même pas à l'or, qui y tient si peu. Il se dissout dans l'eau sous toutes sortes de proportions. Il se dissout aussi dans l'alcool. On prépare ce composé dans les arts ; il forme un mordant pour l'écarlate.

Ce sel hydraté, comme je vais vous le montrer, peut être délayé dans une grande quantité d'acide hydrochlorique sans précipitation ; tandis que si l'on fait la même expérience avec le per-

chlorure que l'on peut former immédiatement, il y aura précipité.

Ce fait et plusieurs analogues avaient fait penser à M. Berzelius que c'étaient deux sels différens ; mais depuis il est revenu à une autre opinion, parce que les oxides que l'on obtient de ces deux combinaisons sont identiques et contiennent la même quantité d'oxigène.

Cependant si les élémens de ces sels sont les mêmes, il faut que leurs molécules ne soient pas dans le même état pour produire des effets si différens dans l'acide hydrochlorique. Ainsi l'on peut croire que le perchlorure d'étain formé directement, et celui qui est obtenu par le perchlorure de mercure, ont leurs molécules dans des situations diverses, quoique, chimiquement parlant, il n'y ait pas de différence, puisque l'on trouve la même quantité de métal et d'oxigène dans l'un et dans l'autre.

Le protochlorure et le perchlorure d'étain forment des sels doubles avec un grand nombre de corps ; c'est ce qu'Amédée Berthollet a observé.

Les chlorures de sodium, de strontium, for-

ment aussi des chlorures doubles avec l'étain, et donnent des cristallisations différentes.

On peut dire d'une manière générale que le protochlorure d'étain donne des chlorures doubles avec presque tous les autres chlorures.

Le perchlorure d'étain peut aussi former des combinaisons doubles avec l'ammoniaque qu'il absorbe en grande quantité; mais cette combinaison se détruit en ajoutant de l'eau.

L'arsenic est susceptible de se combiner avec le chlore et de former deux combinaisons. On forme très aisément le protochlorure en faisant arriver du chlore sur de l'arsenic; on a un liquide jaunâtre. On peut aussi obtenir un chlorure en distillant ensemble une partie d'arsenic et six parties de sublimé corrosif. On a un liquide très dense qui, jeté dans l'eau, la décompose et produit de l'acide arsenieux.

IMPRIMERIE DE HUZARD-COURCIER,
rue du Jardinet, n° 12.

COURS DE CHIMIE.

SOMMAIRE.

Protochlorure de chrôme.—Perchlorure.—Protochlorure d'antimoine ou beurre d'antimoine. — Différens procédés pour le préparer. — Deutochlorure. — Chlorure de cobalt; il est employé comme encre de sympathie. — Diverses encres de sympathie. — Chlorure de bismuth. — Protochlorure de cuivre. — Forme avec l'ammoniaque une dissolution incolore. — Perchlorure. — Son emploi dans l'artifice. — Sous-chlorure. — Chlorure de nickel. — Chlorure de plomb, connu autrefois sous le nom de *plomb corné*. — Sous-chlorure. — Sa préparation pour la peinture. — Protochlorure de mercure; le plus pur est obtenu par un chlorure et le protonitrate de mercure. — Sa grande insolubilité. — Deutochlorure ou sublimé corrosif. — Dangers dans sa préparation. — Action de la lumière. — Sous-chlorure. — Hydrochlorate double de mercure et d'ammoniaque. — Chlorure d'argent. — Son excessive insolubilité. — Fondu, on le nommait autrefois *lune cornée*. — Sa dissolubilité dans l'ammoniaque. — Il peut cristalliser dans cette dissolution. — Action de la lumière. — Sa décomposition par le zinc et le fer.

Le chlore forme avec le chrôme deux chlorures, qui sont tous deux volatils.

Pour obtenir le protochlorure de chrôme, on peut s'y prendre de plusieurs manières : on peut

décomposer un sel de chrôme par le charbon et le chlore, ou bien combiner directement le chrôme avec l'acide hydrochlorique. Le sel étant desséché donne un produit volatil. A l'état solide, il a une couleur de fleurs de pêcher; il se dissout dans l'eau, et la dissolution est colorée. Les alcalis le décomposent.

L'autre chlorure de chrôme s'obtient de la manière suivante : on fait un mélange de 1 partie de sel marin et de 2 parties de chromate de potasse; on fond le tout ensemble : on concasse grossièrement le mélange que l'on met dans une cornue ; on verse dessus de l'acide sulfurique, et l'on chauffe légèrement; en chauffant, il se produit une vapeur excessivement foncée, qui se condense ensuite en un liquide. Pour condenser cette vapeur, on plonge le récipient dans un mélange de glace du sel, qui produit un froid de 20° au-dessous de zéro environ. Le liquide est très foncé, noir, aussi noir que de l'encre : c'est le perchlorure de chrôme. Il correspond à l'acide chromique, et contient 3 atomes d'oxigène : il y a par conséquent 3 atomes de chlore.

Ce chlorure, comme l'indique sa préparation, est très volatil. Exposé à l'air, il fume abondamment; quand il est en couches minces sur les parois des vases qui le renferment, on voit la richesse de sa couleur rouge. Il se décompose à l'air, et il y a formation d'acide hydrochlorique et d'acide chromique.

On forme avec l'antimoine et le chlore trois combinaisons correspondantes au protoxide, au deutoxide ou acide antimonieux, et à l'acide antimonique.

Le premier est ce qu'on appelle communément beurre d'antimoine. On peut l'obtenir en chauffant un mélange de 1 partie d'antimoine et 2 parties de sublimé. Ce produit a l'apparence *butireuse :* c'est le protochlorure d'antimoine.

On peut le former encore d'une manière plus simple, en traitant de l'antimoine métallique par le chlore de manière que le métal soit en excès. Si le chlore était en excès, on aurait un perchlorure.

On peut aussi traiter l'antimoine par un mélange d'acide nitrique et hydrochlorique, ou de

l'eau régale : les deux acides se décomposent rapidement, et l'acide hydrochlorique passe à l'état de chlore et s'unit au métal. Une partie de l'oxigène de l'acide nitrique décomposé s'empare de l'hydrogène de l'acide et forme de l'eau ; l'autre partie oxide le métal, ou se dégage encore combinée à l'azote. Telle est la manière d'agir de l'eau régale.

Si l'on veut maintenant avoir le protochlorure anhydre, on est obligé d'évaporer la dissolution ; mais quand il a perdu son eau, si l'on continue à chauffer, il se volatilise.

On peut encore préparer ce sel en mêlant du sulfate de protoxide d'antimoine avec du sel marin ; on chauffe : il se fait du sulfate de soude, et le protochlorure d'antimoine se volatilise.

Enfin, en traitant le sulfure d'antimoine par l'acide hydrochlorique. Ce sel fond à la température de l'eau bouillante, et se volatilise à une température plus élevée. C'est un caustique puissant : voilà pourquoi on en fait usage en Pharmacie. Quand on le jette dans l'eau, il la décompose aussitôt et donne un précipité considérable.

Ce précipité est ce que l'on appelait autrefois poudre d'Algaroth ; c'est un sous-chlorure ou un sous-hydrochlorate. L'oxigène remplace une partie du chlore.

En lavant la poudre d'Algaroth avec du carbonate de potasse, on a du deutoxide d'antimoine très pur. La potasse enlève le chlore que contient ce sous-chlorure. On peut obtenir du deutoxide d'antimoine en chauffant la poudre d'Algaroth ; mais alors il se fait un partage du protochlorure, l'antimoine se volatilise, et il ne reste que l'excès d'oxide.

Le deutochlorure d'antimoine, que je ne ferai que nommer, s'obtient en prenant le deutoxide d'antimoine et en le dissolvant dans l'acide hydrochlorique concentré. Il se comporte comme l'autre quand on le dissout dans l'eau.

On connaît aujourd'hui un troisième chlorure dont la découverte a été faite par M. Rose, chimiste de Berlin, et qu'il a obtenu en faisant passer du chlore sur du métal. Cette opération s'exécute de la manière la plus simple : on fait passer un chlore à travers un tube qui contient du chlo-

rure de calcium pour le dessécher; on le fait ensuite passer dans un autre tube qui suit le premier, et dans lequel on a mis de l'antimoine; on n'a pas même besoin de chauffer. Aussitôt que le chlore est en contact avec l'antimoine, la combinaison s'opère : il y a production de chaleur, et l'on verrait des étincelles si la combinaison avait lieu dans un tube transparent. Le perchlorure coule, parce qu'on ménage une inclinaison au tube.

Pour avoir le perchlorure pur, il faut le distiller une seconde fois.

Ce perchlorure est remarquable par sa grande volatilité; par ses propriétés physiques, qui peuvent être utiles dans plusieurs circonstances. Lorsqu'on le dissout dans l'eau, il fume, ce qui annonce sa volatilité; et la partie qui est dissoute se décompose, et donne de l'acide antimonique ou peroxide d'antimoine.

Le chlorure de cobalt peut être fait par l'acide hydrochlorique et le cobalt même. Je cite cette préparation pour indiquer une propriété qu'il est bon de connaître : c'est que le cobalt se dissout

dans l'acide avec dégagement d'hydrogène. On opère d'une manière plus expéditive en prenant de l'oxide de cobalt ou de la mine de cobalt, que l'on traite par l'acide hydrochlorique; on forme alors une dissolution rose groseille : c'est le chlorure de cobalt. Il est là mêlé avec de l'eau; si l'on veut l'avoir sec, il faut chauffer et évaporer la dissolution rosée. Il jouit d'une certaine volatilité. Quand il a été distillé, il présente un tissu cristallin lamelleux.

La dissolution rosée est susceptible de changer de couleur, suivant la concentration du liquide. Si nous évaporions, nous obtiendrions un liquide d'un bleu très intense. Ce sera la concentration qui donnera cette couleur. En chauffant la dissolution jusqu'à l'ébullition, elle change également de couleur et devient bleue.

On écrit sur le papier avec les dissolutions de cobalt; en faisant chauffer le papier, l'écriture qui était inaperçue paraît bleue.

Le chlorure de cobalt peut donc avoir diverses couleurs, selon les degrés de concentration de la dissolution. La couleur bleue est un caractère

de sa pureté. S'il était impur, la couleur tirerait au vert. C'est qu'alors ce cobalt est mêlé à du fer ou à du nickel, métaux qui donnent des dissolutions jaunes. Le jaune et le bleu forment le vert.

Le chlorure de cobalt est susceptible de cristalliser; on l'obtient en petits cristaux rouges grenat. Ces cristaux se dissolvent dans l'alcool, qu'ils teignent en rouge. A une chaleur un peu élevée, les cristaux se fondent; ils perdent ensuite leur eau, se dessèchent, et enfin se volatilisent.

On a donné le nom d'encre de sympathie au chlorure de cobalt impur. C'est la première encre de cette espèce qui a été connue ; elle date de plus d'un siècle et demi. Cette encre est la dissolution de chlorure de cobalt qui change de couleur par la chaleur. Ordinairement elle est verte et s'obtient en prenant simplement le cobalt du commerce qui contient de l'arsenic : on le dissout dans l'acide nitrique que l'on mêle au sel marin.

Je saisis cette occasion pour dire un mot des encres de sympathie en général. Former une

encre de sympathie consiste à se procurer un liquide avec lequel on peut écrire, dont les caractères disparaissent en séchant ou ne laissent qu'une trace excessivement légère, et qui ensuite, par un moyen quelconque, deviennent lisibles. Or, on peut dire que l'on a aujourd'hui plusieurs centaines d'encres de sympathie. Rien n'est plus facile que d'écrire avec un liquide incolore et de faire apparaître les caractères.

En écrivant avec une dissolution de plomb ou avec de l'acétate de plomb on aura des caractères noirs, par l'acide hydrosulfurique.

Une dissolution de bismuth se conduira de même avec le même acide.

Une dissolution de fer dans l'acide nitrique ou sulfurique donnera une encre qui paraîtra noire par une décoction de noix de galles, ou qui donnera des caractères bleus en employant le cyanoferrure de potassium.

Voilà un papier sur lequel on vient d'écrire avec de l'acétate de plomb; on y passe de l'hydrosulfate d'ammoniaque et les caractères paraissent.

Il y a encore d'autres encres que celles que nous venons de citer, et qu'il est plus difficile de reconnaître : c'est lorsqu'on écrit avec des sucs végétaux, avec du suc d'oignon ou du suc de navet, par exemple. L'écriture ne paraît pas, et il n'y a pas moyen de la faire paraître avec des réactifs ; mais en présentant le papier à un brasier, il arrive que la matière végétale se calcine avant ou après le papier. Si elle se calcine avant, les caractères sont noirs ; si le papier se calcine le premier, les caractères seront blancs sur un fond noir.

Maintenant, il s'agirait de reconnaître si l'on a écrit avec une encre invisible sur ce papier ; cela est aisé en chauffant le papier, où les caractères présentent une différence. En général, le feu est un excellent moyen pour savoir si l'on a écrit avec de l'encre de sympathie.

Si le feu indique que l'encre est une dissolution métallique, on passe un hydrosulfate ou du cyanoferrure.

On obtient avec le bismuth et le chlore un chlorure. En général, le chlore se combine avec

tous les métaux ; c'est par le moyen du chlore que l'on est parvenu à les dissoudre tous : on n'aurait pas dissous l'or sans le chlore.

On obtient ordinairement le chlorure de bismuth, en distillant ensemble 2 parties de perchlorure de mercure et 1 partie de bismuth.

En traitant l'oxide de bismuth par l'acide hydrochlorique, on obtient encore le chlorure de bismuth, mais par la voie humide. On peut aussi employer l'eau régale pour dissoudre le métal ; alors il faut que l'acide nitrique ne domine pas : s'il dominait, on aurait pour résultat un oxide ou un nitrate. Dans toutes les dissolutions métalliques par l'eau régale, il faut en général que l'acide hydrochlorique domine si l'on veut avoir des chlorures.

Le chlorure de bismuth se comporte comme le chlorure d'antimoine quand on le verse dans l'eau : l'acide hydrochlorique a plus d'affinité pour l'eau que pour le métal, et il y a séparation ; on a une poudre qui est un sous-sel. En la lavant avec un peu de carbonate de potasse, on a de l'oxide de bismuth parfaitement pur.

Le cuivre nous donne deux chlorures, correspondant au protoxide et au deutoxide. Le protochlorure est formé de 1 atome de métal et de 1 atome de chlore. On peut le former en prenant du perchlorure de cuivre, que l'on fait avec le peroxide et l'acide hydrochlorique; on le met avec de la limaille de cuivre, et l'on ajoute un peu d'acide hydrochlorique : on obtient ainsi un liquide vert, qui est du protochlorure tenu en dissolution dans l'acide. La couleur verte est due à une portion de perchlorure qui n'a pas été décomposée. Comme c'est l'acide qui tient le sel en dissolution, nous affaiblirons, par le moyen de l'eau, la force de l'acide, et nous aurons un précipité abondant de protochlorure.

Le liquide étendu d'eau a une légère teinte bleue, due au perchlorure. Le protochlorure n'a pas de couleur.

On peut aussi obtenir le protochlorure en calcinant le perchlorure, qui abandonne la moitié de son chlore.

Le protochlorure est de sa nature blanc, insoluble dans l'eau. Étant recueilli, bien lavé, il

peut se dissoudre dans l'ammoniaque, et ne lui donne pas de couleur, caractère des combinaisons du protoxide. Quand c'est le perchlorure que l'on dissout dans l'ammoniaque, nous avons une dissolution magnifique qui devient plus belle au contact de l'air, parce qu'elle prend davantage d'oxigène.

Le protochlorure peut être décomposé par les alcalis, la potasse, la soude, et l'on obtient le protoxide de cuivre pur.

Le perchlorure s'obtient en dissolvant le peroxide de cuivre dans l'acide hydrochlorique; il se forme de l'eau. Le sel en dissolution a la couleur verte; mais cette couleur est variable, selon le degré de concentration : en étendant d'eau, la couleur verte devient bleue. Je conjecture que le composé est différent, étant concentré ou étant étendu d'eau : il semblerait que, pendant qu'il est concentré, c'est un chlorure, et que quand il est délayé, c'est un hydrochlorate, parce que sa couleur ressemble à celle des dissolutions dans les oxacides.

Quand on évapore la dissolution de ce sel, il

prend une couleur brune ou jaune. Desséché, il devient anhydre, et si on l'expose à une chaleur plus élevée, il abandonne la moitié du chlore et passe à l'état de protochlorure. Il est extrêmement soluble dans l'eau, et cristallise en aiguilles. Il est soluble aussi dans l'alcool, et si l'on met le feu à l'alcool, il produit une flamme verte. On l'emploie dans les feux d'artifice.

Il a aussi la propriété d'absorber l'ammoniaque. En général, il y a beaucoup de chlorures qui ont cette propriété. Cependant on ne peut pas les considérer comme des acides, ou comme en remplissant les fonctions. A une chaleur élevée, ils perdent l'ammoniaque; ils le perdent même dans l'eau.

Quand on prend un perchlorure et que l'on ajoute un alcali en quantité suffisante pour le décomposer, il se forme un sous-sel. On le forme encore en humectant du cuivre avec de l'acide hydrochlorique, ou bien avec du sel marin. Cette opération ne réussit bien qu'au contact de l'air, et il se forme un oxide uni à un peu de chlore. Ce sous-sel renferme pour deux atomes

de cuivre, un atome de chlore et deux atomes d'oxigène. Ce sous-sel donne une couleur bleue employée dans les arts; elle résiste au soleil. Il n'y a pas long-temps qu'elle est en usage en France. On s'en sert pour peindre les bois, puisque le soleil ne la décompose pas.

Le nickel est dissous par le chlore. La dissolution de ce sel dans l'eau est verte. Les traces du chlorure de nickel sont jaunes sur le papier. Mêlé avec une encre de sympathie qui donnerait des traces bleues, on aurait des teintes vertes. On s'en sert d'après cela pour dessiner des paysages sur des écrans; les desseins apparaissent par l'action de la chaleur.

Le plomb donne trois oxides; nous ne connaissons cependant que le protochlorure. Pour l'obtenir, on prend de la litharge et on la traite par l'acide hydrochlorique, et l'on a un chlorure peu soluble qui se dépose dans la dissolution en petits cristaux. Ce sel est anhydre. 100 parties d'eau n'en prennent que 3 parties à froid, et à 100°, elles en dissolvent 5. Il est insoluble dans l'alcool. Les acides augmentent sa solubilité.

Ce chlorure exposé à l'action de la chaleur, fond très aisément, et présente, quand il est refroidi, une masse grise que l'on désignait autrefois par le nom de *plomb corné*. On avait donné le nom de *métal corné* à plusieurs chlorures, par exemple, au chlorure d'argent que l'on appelait *lune cornée*. Ces chlorures ont en effet l'apparence de la corne ; ils sont rayés par l'ongle, et on les coupe au couteau.

Le chlorure de plomb est facilement décomposé par l'acide hydrosulfurique, qui donne du sulfure de plomb et de l'acide hydrochlorique qui reste en dissolution.

Il est aussi décomposé par l'acide sulfurique; mais il est à remarquer que l'on n'obtient pas de précipitation complète du plomb.

On se procure ce sel dans certaines analyses, et surtout dans l'analyse des végétaux.

En versant dans ce chlorure une dissolution d'ammoniaque, de manière que le chlorure reste en excès, on forme $\frac{1}{3}$ sous-chlorure; c'est-à-dire que pour 3 atomes de plomb, il y a 2 atomes d'oxigène et 1 atome de chlore; mais ce sel est

hydraté. Il y a un autre sous-chlorure de plomb qui est connu dans les arts sous le nom de *jaune minéral;* c'est $\frac{1}{7}$ chlorure, c'est-à-dire que pour 7 atomes de plomb, il y a 1 atome de chlore et 6 atomes d'oxigène. En formant ce $\frac{1}{7}$ chlorure par la voie humide, il serait blanc; mais en l'exposant à la chaleur, il fond aisément, et se présente comme une masse cristalline d'une couleur jaune. On l'emploie dans la peinture.

Pour faire le jaune minéral, on prend une certaine quantité de litharge. Si elle était pure, cela vaudrait mieux. On mêle avec cette litharge $\frac{1}{10}$ de sel ammoniac; on triture le mélange dans des tonneaux que l'on fait tourner: l'oxide de plomb se combine avec l'acide hydrochlorique et chasse l'ammoniaque. On fait rougir d'une autre part des creusets et l'on y projette le mélange trituré; il entre promptement en fusion; on retire tout de suite les creusets, et l'on coule la matière dans l'eau, où une partie cristallise en très grandes lames.

On emploie le sel ammoniac pour la fabrication du jaune minéral; mais on peut le produire

plus économiquement par l'acide hydrochlorique.

En variant les proportions de sel ammoniac ou d'acide, on aurait des jaunes de diverses intensités.

Il existe dans la nature un $\frac{1}{2}$ chlorure que l'on a trouvé en Angleterre. Il est composé d'un demi-atome de chlore, un atome d'oxigène et d'un atome de plomb.

Le mercure nous donne deux chlorures correspondans aux degrés d'oxidation, le protochlorure et le perchlorure.

Le protochlorure est très connu en pharmacie, où il est très employé; c'est le *mercure doux*. L'autre chlorure est connu sous le nom de *sublimé corrosif*, en raison de son énergie sur l'économie animale. Quand il avait été distillé, on appelait le mercure doux *calomélas*.

Pour obtenir le protochlorure de mercure, il suffit d'avoir du nitrate de mercure au minimum d'oxidation, nitrate que l'on forme en prenant de l'acide nitrique marquant 1,2, et le mêlant avec un excès de mercure On fait chauffer jus-

qu'à ce que le mercure ne paraisse plus diminuer, et l'on a alors le nitrate de protoxide de mercure.

Quand on a ainsi obtenu le nitrate de protoxide et que l'on verse dans la dissolution de ce sel du sel marin, il se forme un précipité blanc qui est du protochlorure. Par ce moyen, on est sûr de l'avoir parfaitement pur : s'il y avait du peroxide dans le nitrate, il ne se précipiterait pas par le sel marin. Comme nous sommes obligés de laver, le perchlorure serait emmené par les lavages.

On a remarqué qu'il se précipitait par le sel marin une certaine quantité de sous-nitrate de mercure, lequel résiste à l'action des lavages. C'est pour cela que l'on a conseillé, surtout M. Berzelius, d'ajouter une certaine quantité d'acide hydrochlorique au mélange après avoir mis le sel marin.

Cette manière est la plus simple que l'on puisse proposer pour former le protochlorure de mercure. On pourrait l'obtenir par sublimation.

Ce sel est d'une insolubilité étonnante; c'est un des plus insolubles que l'on connaisse. On a

trouvé qu'il fallait 250,000 parties d'eau pour en dissoudre une.

Si on l'expose à l'action de la chaleur, il se volatilise très aisément : à environ 400°, il forme des pains et donne des cristaux prismatiques quadrangulaires. Après avoir été sublimé cinq ou six fois, on l'appelait autrefois *panacée mercurielle*.

Il est insoluble dans les acides, qui le rendent seulement un peu plus soluble dans l'eau. Les alcalis le décomposent aussitôt, en donnant une couleur noire au précipité. Ce précipité noir n'est pas du protoxide de mercure ; on trouve en l'examinant à la loupe qu'il contient des petits globules de mercure et du peroxide.

Ce sel étant volatilisé, se moule parfaitement sur les vases distillatoires ; il y est adhérent et ne peut s'en détacher qu'avec peine.

Au moment où l'on sépare le protochlorure sublimé des vases auxquels il est attaché, on remarque qu'il donne des signes d'électricité très forts. Si on l'a sublimé dans le verre, le sel est négatif et le verre est positif Quand on fond le

soufre dans le verre, on observe un effet semblable.

L'autre chlorure est le *sublimé corrosif*. Pour le faire, on prend le peroxide de mercure que l'on traite par l'acide hydrochlorique; il y a dissolution très rapide de l'oxide. Si l'on évapore, on a des cristaux anhydres.

On peut encore faire le perchlorure d'une autre manière. On prend du protonitrate de mercure, on y ajoute de l'acide hydrochlorique par petites parties et avec précaution jusqu'à ce qu'il n'y ait plus de précipité. Il se forme du protochlorure de mercure, et l'on a un atome de mercure et un atome d'acide qui restent en dissolution. Il faut encore donner un atome de chlore. On ajoute maintenant autant d'acide hydrochlorique qu'il a été nécessaire d'en mettre pour opérer la précipitation complète. L'acide nitrique est décomposé par l'excès d'acide hydrochlorique, et un atome de chlore se combine avec le protochlorure pour former le perchlorure de mercure.

On peut encore faire ce sel en prenant du sulfate de peroxide de mercure que l'on mêle avec

du sel marin ; on chauffe, et il y a échange de bases et formation de perchlorure de mercure et de sulfate de soude.

Je viens de dire que le perchlorure de mercure est anhydre lors même qu'il cristallise au milieu d'un liquide. Les cristaux sont des aiguilles très aiguës.

La saveur de ce sel est très forte ; elle est styptique : quand on le met sur la langue, il donne une saveur mercurielle que l'on conserve toute la journée. Il est assez soluble dans l'eau et beaucoup plus dans l'eau bouillante. 100 parties d'eau à froid en prennent 6 ou 7 parties ; l'eau chaude en prendrait 30 à 35 parties, ou le tiers de son poids.

Il est soluble dans l'alcool. Deux parties d'alcool peuvent en dissoudre une. Il se dissout même dans l'éther. C'est un chlorure remarquable par ses dissolutions. Il est rendu beaucoup plus soluble par l'acide hydrochlorique ; alors il se prend en masse par le refroidissement ; mais cette combinaison n'est pas stable, l'acide hydrochlorique se dégage. Le perchlorure se volatilise : aupara-

vant il éprouve la fusion et bout très tranquillement. C'est la propriété de se sublimer qui lui a fait donner le nom de *sublimé corrosif*. L'ébullition est réelle; mais les vapeurs qu'elle donne sont plus intenses que celles de l'eau. Il est arrivé un accident à un chimiste que je ne nommerai pas: il distillait du perchlorure de mercure dans un vase tout-à-fait bouché; la chaleur fut poussée très loin. N'entendant plus aucun mouvement, il voulut faire une ouverture au vase distillatoire; la vapeur s'en échappa avec une grande force, frappa la figure de ce chimiste qui en fut blessé.

Ce sel, exposé à la lumière, est décomposé en partie : il se produit de l'acide hydrochlorique, et il se forme du protochlorure qui est plus stable.

Il est aussi décomposé par plusieurs substances végétales, surtout à l'aide de la chaleur et de la lumière. Quand il y a une matière gommeuse ou autre en dissolution avec le sublimé, il est bon de savoir que le chlorure est altéré par cette matière végétale.

On forme un sous-chlorure de mercure en

mêlant l'oxide rouge de mercure avec une dissolution de perchlorure. L'analyse de ce sous-chlorure n'a pas été faite.

En faisant arriver du chlore sur de l'oxide rouge de mercure, il se produit une matière d'un rouge brun foncé, et qui est encore le sous-chlorure.

En versant dans une dissolution de perchlorure du chlorure de chaux, on a encore du sous-chlorure ; il se forme un précipité rouge qui va brunir au fond du vase et qui contient du chlore. Ce sous-chlorure se rassemble en petits grains.

En faisant arriver du chlore sur du mercure, on obtient du chlorure.

Le sublimé corrosif se combine très bien avec l'hydrochlorate d'ammoniaque; il forme un sel qui cristallise. Je n'en parlerai pas.

Je passe au chlorure d'argent. C'est un sel extrêmement remarquable, dont l'insolubilité est complète. On l'obtient facilement en versant dans le nitrate d'argent de l'acide hydrochlorique, ou un chlorure quelconque. On obtient aussitôt un précipité abondant, qui a l'apparence du lait

caillebotté. C'est l'*argent corné,* ou le chlorure d'argent.

Ce sel n'a aucune saveur, puisqu'il est insoluble ; c'est même le plus insoluble que l'on connaisse. 1 partie d'acide hydrochlorique dans 300 mille parties d'eau donnent un précipité, en y versant du nitrate d'argent.

Ce composé est tout-à-fait insoluble dans l'alcool et même dans les acides, excepté cependant l'acide hydrochlorique concentré, qui le dissout d'une manière très notable. En versant de l'eau dans cette dissolution, elle s'empare de l'acide, et le chlorure d'argent se précipite.

Exposé à la chaleur, il entre très facilement en fusion : il donne un liquide qui devient jaune, et qui persiste dans cet état à la plus haute température. On l'a exposé dans un feu de forge avec du charbon, et il est resté sans éprouver d'altération et sans se volatiliser. C'est un corps parfaitement fixe.

Si le chlorure d'argent est insoluble dans les acides, il est au contraire éminemment soluble dans l'ammoniaque : c'est là un de ses caractères.

Il se dissout aussi facilement dans l'ammoniaque que le fait le sucre dans l'eau. Si l'on prend cette dissolution, qu'on l'expose à l'air, l'ammoniaque se dégage et le chlorure d'argent cristallise. On peut aussi faire reparaître le chlorure d'argent, en saturant l'ammoniaque par un acide.

Il est soluble dans une dissolution de sel marin. Il est bon que vous sachiez que si vous prenez une bassine d'argent pour y faire évaporer du sel marin, vous aurez un sel impur; car le chlorure de sodium devient alcalin et dissout une quantité très notable d'argent. C'est à ce point qu'en étendant d'eau le produit, la dissolution devient laiteuse et donne un précipité.

Ainsi le chlorure d'argent, insoluble dans l'eau et dans les acides, est soluble dans l'ammoniaque, dans l'acide hydrochlorique concentré, et dans les autres chlorures concentrés.

Exposé à l'action de la lumière, il ne conserve sa blancheur qu'un instant; car si l'on avait une lumière un peu vive, on peut dire qu'il change instantanément de couleur : il devient d'abord

violacé, puis violet dans toute l'étendue de la masse.

Qu'est-ce que ce changement de couleur? En supposant qu'on ait pris un chlorure bien lavé, vous trouverez, lorsqu'il sera devenu violet, que l'eau dans laquelle il était plongé est acide, et enfin qu'elle précipite abondamment le nitrate d'argent : donc elle contient du chlore. Si du chlore est devenu libre, c'est qu'une certaine quantité d'argent a été régénéré. L'oxigène de cet argent reste dans la combinaison; et s'il y a du cuivre mêlé à l'argent, il restera un peu d'oxide d'argent et de cuivre. Si l'on traite par l'ammoniaque qui dissout le chlorure d'argent, on obtiendra les atomes d'argent qui ont été régénérés.

Il faut terminer en exposant la manière de décomposer le chlorure d'argent. Cette expérience rappellera un fait curieux.

Je prends du chlorure d'argent, et je le mets avec du zinc ou avec du fer, et un peu d'acide hydrochlorique; alors le zinc entre en dissolution : il prend peu à peu le chlore de l'argent, et il reste une masse poreuse d'argent. Le chlore,

qui était jusqu'au centre de la masse d'argent, sort par une action galvanique particulière. Si l'on veut faire l'opération en grand et promptement, on fait chauffer le mélange dans une bassine de fonte : le zinc s'empare du chlore; il suffit de laver l'argent poreux pour l'avoir pur.

IMPRIMERIE DE HUZARD-COURCIER, rue du Jardinet, n° 12.

COURS DE CHIMIE.

SOMMAIRE.

Emploi du chlorure d'argent pour argenter sur cuivre et sur laiton. — Chlorure et sous-chlorure de platine. — Chlorures doubles de platine et de potassium, de platine et de sodium. — Hydrochlorate de platine et d'ammoniaque; son emploi pour préparer le platine. — Chlorure et sous-chlorure d'or. — Pourpre de Cassius. — Différence que cette couleur présente selon l'état des liqueurs où elle se forme. — Précipitation de l'oxide d'or par les alcalis. — Or fulminant. — Chlorures doubles d'or et de potassium, de sodium, etc. — Des chlorures doubles. — Des iodures. — Leurs caractères distinctifs. — Existence de l'iode dans quelques sels du commerce. — Iodure de potassium. — Sa préparation par l'iodure de fer ou de zinc est la plus avantageuse. — Impossibilité de décider si c'est à l'état d'iodure de potassium ou de sodium que l'iode existe dans l'eau de la mer. — Iodure de sodium. — Iodure de barium. — Iodure de zinc. — Iodures doubles. — Des sulfures. — Ils sont faciles à reconnaître. — Précipités que forment les sulfures dans les dissolutions métalliques. — Hydrosulfate d'ammoniaque.

Nous avons terminé la dernière séance par l'histoire du chlorure d'argent; il nous reste quelques mots à ajouter pour la rendre complète.

Nous avons parlé de la facile décomposition de ce sel par le zinc et par le fer. Cette réduction de l'argent est bien plus prompte lorsqu'on la fait dans un vase de fer ou de zinc, et quand on ajoute un peu d'acide hydrochlorique ou sulfurique. Ce que je vais ajouter ici est l'application de cette décomposition à *l'argenture sur métaux*, et principalement sur les instrumens de Physique.

Le composé dont on se sert est le chlorure d'argent : en l'appliquant seul sur le cuivre, et en le frottant avec un peu d'eau ou un peu de sel marin, qui est un meilleur *mordant*, l'argent passe à l'état métallique, et forme une couche extrêmement mince sur le métal.

Les ouvriers varient beaucoup leurs procédés, qui reviennent tous à l'application du chlorure d'argent.

Les uns forment ce sel avec le nitrate d'argent précipité par le sel marin et la *crême de tartre*; ils se servent de ce mélange pour frotter les pièces à argenter.

D'autres, qui emploient le chlorure d'argent, y ajoutent de la potasse ou du carbonate de potasse desséché et broyé, et du sel marin ou chlorure de sodium. La potasse rend la décomposition du chlorure d'argent plus facile encore : c'est elle qui s'empare du chlore dans cette circonstance.

Voilà ce que j'avais à dire pour indiquer le moyen d'argenter aisément le cuivre et le laiton.

Pour terminer l'histoire des chlorures, nous avons encore à parler de ceux de platine et d'or.

Le chlore se combine avec le platine dans deux proportions. Nous allons d'abord nous occuper du perchlorure de platine.

On obtient ce sel en mettant du platine divisé dans l'eau, dans laquelle on fait arriver du chlore.

On fait cette dissolution bien plus rapidement en traitant le platine par l'eau régale, ou par un mélange de 1 partie d'acide nitrique et de 2 parties d'acide hydrochlorique.

On obtient un sous-chlorure de platine con-

tenant 2 atomes de métal contre 1 atome de chlore, en prenant le perchlorure et en l'évaporant à siccité, et en poussant assez fortement la chaleur. Quand ce sel est desséché, il donne du chlore. On doit pousser jusqu'à 200° ou 230°, et jusqu'à ce qu'il ne se dégage plus de chlore. En allant plus loin, on décomposerait le sous-chlorure, et il y aurait du métal de revivifié.

Le sous-chlorure est insoluble dans l'eau. Les alcalis le décomposent ; une haute température dégage le chlore, et il reste le métal.

Le perchlorure composé comme je viens de le dire est formé

d'un atome de platine égal à. . . .	6,0762
d'un atome de chlore égal à. . . .	4,4265
Le poids de l'atome de perchlorure de platine est égal à	10,5027.

Le sous-chlorure contient 1 atome de chlore et 2 atomes de platine.

Le perchlorure du platine est un liquide d'un jaune orangé. Il est d'un brun noir quand il est concentré. Quand on l'évapore davantage, il

change encore de couleur : la couleur se fonce, devient d'un rouge brun, et enfin elle paraît d'un brun noir.

Ce sel est très soluble dans l'eau; il est même soluble dans l'alcool, et en très grande quantité.

Le platine, comme nous l'avons déjà dit, est un corps qui a une très faible affinité pour l'oxigène, et qui est facilement réduit de ses combinaisons.

Ses oxides n'ont même pas beaucoup d'affinité pour les acides : il y a peu de sels de platine remarquables. Le perchlorure de platine se réduit avec une extrême facilité par un grand nombre de métaux et de substances combustibles. A une chaleur élevée, il se décompose pour passer d'abord à l'état de sous-chlorure, et ensuite à l'état métallique, comme nous l'avons dit.

Le perchlorure peut se combiner avec la plupart des autres chlorures, et former des composés particuliers auxquels nous donnerons la dénomination qui leur a été réservée jusqu'à présent de *chlorures doubles*.

Le perchlorure de platine peut se combiner avec les chlorures de potassium, de sodium, de barium, de strontium, de calcium, et avec tous les autres chlorures métalliques.

Le perchlorure mêlé au chlorure de potassium donne un sel qui a des propriétés caractéristiques. Ce sel double est formé de 2 atomes de chlore, 1 atome de platine, et 1 atome de potassium. C'est par ce sel anhydre que l'on obtient le poids atomistique du platine : on sait en effet, sur un poids déterminé de ce sel, quels sont les poids du chlore et du potassium ; le reste est nécessairement le poids du platine. Ce sel double cristallise en petits octaèdres ; il est un peu soluble dans l'eau et tout-à-fait insoluble dans l'alcool : de sorte que si l'on alcoolise l'eau où il est en dissolution, le sel de platine se sépare. A une haute température, ce sel double se décompose, et l'on a pour résidu du chlorure de potassium et du platine.

Le perchlorure de platine a aussi la propriété de se combiner avec le chlorure de sodium ; mais

ici nous avons un sel double qui est soluble, ce qui offre une grande différence entre la soude et la potasse. En évaporant la dissolution de ce sel double, on obtient des cristaux mal formés qui contiennent 6 atomes d'eau. Du reste, ce sel double a une composition semblable à celle du précédent : il contient 2 atomes de chlore, 1 de platine, et 1 atome de sodium.

Le chlorure de platine est précipité par l'hydrochlorate d'ammoniaque ; le précipité est jaune et très abondant. C'est de ce précipité dont on se sert pour obtenir le platine métallique, parce qu'il est bien plus facile à décomposer par la chaleur que les autres sels doubles. L'ammoniaque est volatile, et, par la chaleur, il ne reste que le platine pur, ou plutôt ce que l'on nomme une *éponge de platine*. C'est cette éponge de platine qui donne le platine métallique, en comprimant les parties les unes sur les autres.

Le procédé métallurgique que l'on suit pour obtenir le platine est tout-à-fait chimique et de laboratoire : on dissout le métal natif dans l'eau

régale, et l'on précipite par l'hydrochlorate d'ammoniaque. Comme la mine de platine est impure, qu'elle contient d'autres métaux, tels que l'iridium, le palladium, le rhodium, on dissout la mine dans l'eau régale, on précipite par le sel ammoniac, on lave le précipité, on le chauffe pour obtenir l'éponge de platine, que l'on dissout une seconde fois dans l'eau régale; dissolution que l'on précipite de nouveau, comme précédemment. Pour agglomérer le platine, on met le précipité dans un four à porcelaine : l'ammoniaque se dégage très vite; la chaleur ramollit le platine sans le fondre, et avec le marteau on resserre les particules en une masse moins volumineuse que celle de l'éponge de platine. On forge alors le métal comme on ferait du fer.

La baryte, la chaux, la strontiane, forment des sels doubles avec le chlorure de platine; mais l'analyse n'en a pas été faite. Enfin, le chlorure de platine et le chlorure d'argent peuvent se combiner et se précipiter mutuellement.

L'or forme de même deux combinaisons avec le chlore.

On obtient le perchlorure par l'eau régale et en évaporant jusqu'à siccité.

On obtient le protochlorure, ou plutôt le sous-chlorure, en exposant le perchlorure à l'action de la chaleur à 200° ou 230°, à la chaleur de l'étain fondant. Ce sous-chlorure se présente sous forme d'une masse grise : l'eau le décompose. Quand l'action de l'eau est aidée par celle de la chaleur, il se fait partage ; elle dissout le perchlorure et sépare le métal. Deux atomes d'or métallique se précipitent, et il reste en dissolution un atome de perchlorure d'or.

Le perchlorure contient 3 atomes de chlore contre 1 atome de métal ; le protochlorure est $\frac{1}{3}$ sous-chlorure d'or, et tout-à-fait analogue au sous-chlorure de platine.

Le perchlorure d'or se présente avec une couleur jaune ; on le désigne par le nom de dissolution d'or. Vous le voyez ici dissous dans l'eau, et il est d'un jaune pâle ; quand il est avec plus

d'acide, la couleur pâlit davantage. Lorsqu'il est le plus neutre possible, il est d'un rouge foncé. Par la couleur de ce sel, on peut juger de sa neutralité.

Le perchlorure d'or à l'état neutre ne cristallise pas : pour qu'il cristallise, il faut qu'il y ait excès d'acide ; alors il donne des aiguilles très fines.

Si l'on veut l'avoir parfaitement neutre, il faut évaporer jusqu'à siccité. On en décompose bien une partie par la dessiccation ; mais on ne risque rien, parce qu'en le dissolvant dans l'eau on sépare le métal.

Le perchlorure est extrêmement soluble dans l'eau, dans l'alcool ; il est même soluble dans l'éther. Si l'on traite une dissolution aqueuse de perchlorure par l'éther, tout l'or passera dans l'éther et l'eau restera sans couleur ; ainsi il a plus d'affinité pour l'éther que pour l'eau.

Le chlorure d'or est certainement l'un des sels les plus faciles à réduire, car il se réduit tout seul par l'action de la lumière. Pour le conserver pur, il faut le garder dans l'obscurité. Exposé au so-

leil, on voit bientôt les parois du vase se couvrir d'or métallique.

La plupart des corps décomposent ce chlorure; presque tous les métaux précipitent l'or. On produit le chlorure afin de précipiter l'or ou l'oxide qui est employé dans les arts. Un grand nombre de sels qui peuvent encore absorber de l'oxigène décomposent le chlorure. Les acides sulfureux, nitreux, précipitent l'or; mais il faut remarquer que, dans ces précipitations, l'eau est décomposée. Si je prends du chlorure d'or, si j'y mets du sulfate de fer au minimum d'oxidation, le fer absorbera de l'oxigène : c'est que l'eau se décompose, que son oxigène se porte sur le fer, et que son hydrogène se porte sur le chlore et forme de l'acide hydrochlorique qui se sépare. Le précipité est brun; mais si on le frotte, il a l'éclat de l'or.

Le chlorure d'or est précipité par le protochlorure d'étain; le précipité est d'une belle couleur pourpre : on l'appelle *pourpre de Cassius*. Je reviendrai tout-à-l'heure sur ce précipité.

Le sulfate de protoxide de fer et le protochlorure d'étain sont les deux réactifs que l'on emploie pour décomposer le chlorure d'or.

Ce sel est décomposé aussi par les végétaux. C'est par l'action du chlorure d'or sur l'acide oxalique, que M. Berzelius s'est convaincu que ce dernier acide ne contenait pas d'hydrogène.

On traite le chlorure d'or par les alcalis pour obtenir l'oxide d'or. Cette précipitation est toujours incomplète; on n'obtient pas tout l'oxide qui était dans la dissolution : quelquefois on n'en a point du tout, ou bien le précipité se sépare avec des nuances différentes. Il peut y avoir deux cas dans cette opération : ou l'on a employé l'alcali en quantité suffisante, ou on l'a employé avec excès. Quand c'est l'or qui domine, le précipité est jaunâtre et devient plus abondant par la chaleur. En le lavant, on voit que c'est un chlorure hydraté; car en traitant ce précipité par la potasse, il se dégage de l'acide hydrochlorique.

Si l'on met un excès d'alcali, le précipité

sera gris ; si on le fait chauffer, il aura une couleur gris foncé. Mais il reste toujours une quantité de chlorure d'or en dissolution, si bien que si l'on prend un chlorure de potassium, de sodium, ou de l'hydrochlorate d'ammoniaque, et que l'on en mette en quantité convenable, il n'y aura plus de précipité, parce qu'il se fera des chlorures doubles.

Si vous prenez du chlorure d'or aussi neutre que possible et que vous le traitiez par la potasse, il y aura un précipité ; mais il se formera aussi un sous-chlorure double. La même chose arrivera par l'ammoniaque. Voici l'analyse du chlorure double d'or et de potassium : il contient 2 atomes de chlorure d'or, 1 atome de chlorure de potassium et 2 atomes d'eau. On peut obtenir ce double chlorure bien cristallisé en prismes quadrangulaires.

On obtient des sels doubles à peu près semblables avec la soude, la chaux, la magnésie. C'est une classe de sels nombreux qui n'a pas été étudiée.

La baryte donne un précipité considérable dans le chlorure d'or. Quand on y verse de l'ammoniaque, on a un précipité qui, lavé et chauffé, détone avec force. Le précipité ne fulmine pas, tant qu'il est dans le liquide. Cette poudre fulminante n'est cependant pas aussi dangereuse que celle qui est faite avec l'argent et l'ammoniaque, et à laquelle on ne peut pas toucher.

Si, au lieu d'ammoniaque, on met dans le chlorure neutre de l'hydrochlorate d'ammoniaque, il n'y a pas formation de poudre fulminante.

Nous avons déjà parlé de ces poudres fulminantes; je ne m'y arrêterai pas. L'explosion de celle que donne l'or est causée par la décomposition instantanée de l'ammoniaque dont l'hydrogène s'unit à l'oxigène du métal et forme de l'eau en vapeur, et dont l'azote reprend l'état de fluide élastique. L'ébranlement qu'éprouve l'air par la dilatation subite des élémens de la poudre, produit la détonation.

J'ai déjà cité le précipité connu sous le nom

de *précipité pourpre de Cassius*. C'est une couleur employée dans la peinture sur porcelaine ; il y forme les roses ou les violets. Il résiste à un feu considérable. En versant dans du chlorure d'or du protochlorure d'étain, il se forme un précipité de nature extrêmement variable. Si l'on prend les deux dissolutions, celle d'or et celle d'étain, très concentrées, dans quelques proportions que vous les mêliez, vous aurez constamment de l'or métallique avec sa couleur ou avec une couleur noirâtre : c'est ce qu'a reconnu M. Oberkampf.

Maintenant, si vous mêlez les mêmes dissolutions étendues d'eau, vous n'aurez plus d'or métallique, vous aurez le précipité pourpre de Cassius ; mais vous n'aurez pas constamment la même nuance. Si l'on veut chercher à obtenir la plus belle nuance, il n'y a pas d'autre moyen que de préparer plusieurs verres, d'étendre la même quantité de chlorure de diverses quantités déterminées d'eau ; on voit quelles sont les dissolutions dont le mélange donne la plus belle

couleur, et l'on sait alors dans quelles proportions il faut opérer en grand.

Voilà une dissolution d'or ; nous y mêlons du chlorure d'étain ; nous avons un précipité noir. Il y a bien un peu de pourpre par transmission ; mais ce n'est pas là ce que nous cherchons. Nous étendons la dissolution d'or, et maintenant voilà le pourpre qui se manifeste. C'est ce précipité que Cassius a fait connaître depuis long-temps et qui est différent selon les proportions employées.

M. Oberkampf a fait des essais sur les dissolutions d'or et d'étain. Lorsque, dans le mélange, la dissolution d'or dominait, il obtenait des roses très beaux ; quand il faisait dominer l'étain, tous étaient violets, et d'autant plus violets que la quantité d'étain était plus considérable.

Les chimistes se sont occupés de ces couleurs.

Proust a trouvé qu'un beau précipité pourpre de Cassius était composé de 76 parties de peroxide d'étain et 24 parties d'or métallique. Il regarde l'or comme étant à l'état métallique dans ce com-

posé ; cependant on n'en a pas la preuve complète.

M. Oberkampf a trouvé qu'un beau rose était composé de 20 $\frac{1}{2}$ parties de peroxide d'étain et de 79 $\frac{1}{2}$ parties d'or.

M. Berzelius a donné des nombres différens. Ainsi les précipités de Cassius ne se ressemblent pas.

Le temps ne nous permet pas de parler des chlorures doubles, combinaisons dont nous avons déjà signalé quelques-unes. Nous dirons généralement que les chlorures formés avec des métaux qui ont de la tendance à faire des acides plutôt que des bases, se combinent avec les chlorures formés avec des métaux qui sont au contraire disposés à faire des bases. Ainsi, le chlorure d'or jouant le rôle d'acide, peut se combiner avec divers chlorures et donner des composés dont les parties ou les chlorures sont en rapport simple. Ces chlorures doubles n'ont pas été analysés.

Il y a beaucoup d'autres métaux qui peuvent donner des chlorures doubles : l'étain est dans ce

cas. Le protochlorure d'étain peut se combiner comme acide avec les chlorures de potassium, de sodium, de barium, de calcium, remplissant les fonctions de bases. Les oxides de l'étain se rapprochent de la nature des acides, avec lesquels ils ont en général peu d'affinité. Le bismuth est un métal analogue, et forme des chlorures doubles. Le mercure a aussi des propriétés qui lui donnent l'apparence des acides. L'or, le platine, l'étain, le bismuth, le mercure peuvent former des chlorures doubles.

Nous passons aux combinaisons de l'acide hydriodique avec les bases. Nous ne nous occuperons pas de ce qui se passe dans ces combinaisons. Sont-elles des iodures ou des hydriodates? Nous n'en savons rien. La théorie exposée pour les chlorures s'applique ici avec une parfaite exactitude, et de même il n'y a d'exception que pour l'ammoniaque; sa combinaison avec l'acide hydriodique forme évidemment un hydriodate d'ammoniaque.

Voici les caractères de ces composés.

Toutes les fois que l'iode se sépare d'une dissolution, il paraît sous la forme de vapeurs violettes, avec une odeur analogue à celle du chlore. Si la température est élevée, la vapeur est très bien caractérisée. En versant sur un iodure pris à l'état sec ou liquide, de l'acide sulfurique ou nitrique, il se produit aussitôt une coloration très marquée, et des vapeurs blanches s'exhalent, semblables à celles de l'acide hydrochlorique. Quand on opère sur un iodure en dissolution, il n'y a pas dégagement de vapeurs, mais il y a coloration. Les vapeurs blanches qui se dégagent dans les autres cas sont de l'acide hydriodique.

Les acides sulfureux et hydrochlorique n'ont pas d'action sur les iodures; mais si l'on verse du chlore sur les iodures, il y a aussitôt un précipité abondant d'iode.

Les iodures ont la propriété de dissoudre une grande quantité d'iode et de se colorer par cette combinaison.

Quand on veut précipiter l'iode par le chlore, il ne faut pas verser de celui-ci en trop grande

quantité, parce qu'il dissout l'iode et forme un chlorure d'iode; le précipité disparaîtrait.

Lorsqu'on verse du chlore dans un iodure, la dissolution se colore en rouge de plus en plus foncé; en continuant à en verser, on finit par décomposer tout l'iodure : l'iode se précipite, et si l'on ajoute une plus grande quantité de chlore, il se combine avec l'iode, et la liqueur redevient transparente.

On peut constater la présence de l'iode de plusieurs autres manières.

On peut se servir de la dissolution d'argent; on a un précipité blanc, insoluble dans l'eau et dans les acides, mais qui se distingue facilement du chlorure d'argent qui se dissout dans l'ammoniaque, tandis que ce précipité ne s'y dissout pas. Il est inutile de dire que ce précipité est de l'iodure d'argent.

Les iodures, avec le protonitrate de mercure, donnent un précipité d'un jaune vert, et par la dissolution de pernitrate de mercure nous avons un précipité d'un rouge orangé; avec la

dissolution de plomb nous avons un précipité d'un très beau jaune.

Voilà sans doute des caractères suffisans pour distinguer l'iode. Cependant en voici encore un autre : c'est l'action que l'amidon exerce sur l'iode; elle forme avec l'iode un composé bleu très beau, qui quelquefois est noir. Voici un iodure, j'y mets de l'amidon en pâte, et je verse un acide qui dégage l'iode; vous voyez que l'amidon se colore en très beau bleu.

Il y a dans le commerce des sels qui contiennent de l'iode: tels sont ceux qui proviennent des soudes de varecs, que l'on retire de la combustion des plantes marines. Ces soudes contiennent beaucoup de sel marin, et pourraient même servir d'assaisonnement, malgré la présence de l'iode qui est un poison; car il y est en si petite quantité, qu'il ne peut causer aucun mal.

Il y a peut-être 0,001 d'iodure de sodium ou de potassium dans ces soudes; on peut cependant en reconnaître facilement la présence : il suffit de verser de l'acide sulfurique concentré

sur ce sel, la masse devient violette, et même on peut apercevoir des vapeurs d'iode. On réussit encore mieux en lavant ce sel avec une petite quantité d'eau ; l'eau enlève l'iodure de potassium ou de sodium. On ajoute à l'eau une goutte seulement de chlore ou de chlorure de chaux ; si l'on en mettait trop, l'iode serait dissous aussitôt qu'il deviendrait libre. Les iodures se décomposent, et si l'on a mis de la colle de farine avant la décomposition, la colle deviendra bleue.

Tous les iodures que nous avons à considérer sont formés d'un atome d'iode, dont le poids atomistique est de 15,3756. A ce poids, ajoutez le poids atomistique des corps simples que l'on combinera avec l'iode, et vous aurez celui de l'atome du composé.

Pour l'iodure de potassium, par exemple, vous aurez

Atome d'iode................	15,3756
Atome de potassium.........	4,8992
Iodure de potassium..........	20,2748.

Avant que de passer aux iodures, nous avons un mot à dire sur l'hydriodate d'ammoniaque ; il résulte de la combinaison de volumes égaux de gaz ammoniac et de gaz acide hydriodique. On peut le distiller sans l'altérer ; mais dès qu'il a le contact de l'air il se décompose : il se forme de l'eau, et l'iode se sépare.

L'iodure de potassium se fait en combinant directement l'iode avec le potassium. On peut combiner l'iode avec la potasse ; il se fait de l'iodure de potassium et de l'iodate de potasse ; il faudrait ensuite séparer ces deux sels. Ce procédé ne vaut rien pour obtenir l'iodure de potassium.

Il y en a un autre; il consiste à traiter par l'iode du fer ou du zinc. Ces deux métaux se combinent très bien avec l'iode, qui disparaît en un clin d'œil, et l'on a des iodures de fer ou de zinc que l'on décompose par le carbonate de potasse, ce qui produit de l'iodure de potassium très pur. Cet iodure cristallise bien en cubes comme le sel marin.

Cet iodure de potassium est très soluble dans l'eau : 100 parties à 18° en dissolvent 143 parties. Il est plus déliquescent que le sel marin. Il se fond très facilement à une chaleur bien au-dessous de celle du verre fondu, et peut être volatilisé.

Ce sel existe dans les eaux de la mer; du moins si ce n'est pas ce sel, c'est de l'iodure de sodium. Ce qu'il y a de certain, c'est que dans les eaux de la mer existent l'iode, la soude et la potasse. L'iode est-il combiné avec la potasse ou avec la soude? C'est ce que l'on ne saurait affirmer.

Cette incertitude règne pour toutes les dissolutions complexes : avec du sulfate de chaux, par exemple, que l'on mette du chlorure de magnésium, du sulfate de potasse, du nitrate de potasse, quand ces sels sont en simple dissolution, vous ne pouvez pas dire que le sulfate de chaux est tout formé dedans, quoique vous l'y ayez mis; il ne faut voir dans la dissolution que des mélanges, parce que les sels peuvent être décomposés les uns par les autres. On ne doit pas considérer les sels comme ayant une existence isolée.

Si vous extrayez du nitrate de potasse, vous ne pouvez pas dire qu'il y avait du nitrate de potasse dans la dissolution, ou dans le corps qui vous l'a donné; car l'acide et la base pouvaient exister combinés d'une tout autre manière.

Il est cependant des circonstances où l'on ne peut pas se tromper. Si j'ai beaucoup de chlorure de sodium et une petite quantité de sulfate de chaux, je ne peux pas dire que tout le chlorure de sodium a été décomposé par le sulfate de chaux dans la dissolution. Ainsi elle contenait donc réellement du chlorure de sodium tout formé.

Mais quand ces sels sont mêlés dans des rapports atomiques, on ne peut pas dire que la dissolution contenait tels ou tels sels tout formés : on dit seulement que l'on sépare tels sels, quoiqu'on puisse supposer que d'autres sels existaient dans la dissolution.

Dans l'eau de la mer, il y a de l'iode, de la soude, de la potasse; on peut en extraire de l'iodure de potassium, sans pouvoir affirmer que

ce sel y existe, plutôt que l'iodure de sodium.

L'iodure de sodium cristallise en très beaux prismes. Il ne contient point d'eau de cristallisation ; il est soluble et déliquescent. Quand on l'expose à l'action de la chaleur, il se comporte comme l'iodure de potassium.

La baryte, la strontiane, la chaux forment aussi des iodures analogues. Je ferai remarquer une propriété que ces iodures présentent. Les iodures de potassium et de sodium sont inaltérables à la chaleur, même avec le contact de l'air ; ce qui veut dire que l'iode a plus d'affinité pour la potasse et la soude que n'en a l'oxigène ; mais si l'on chauffe l'iodure de barium à l'air, il donne des vapeurs, c'est-à-dire que l'iode se dégage et que la baryte se forme.

Les iodures de plomb et de bismuth se composent comme ceux de potassium et de sodium.

L'iodure de barium cristallise très bien. Si on le laisse dans l'eau, au bout d'un certain temps il sera décomposé ; le barium passera à l'état de carbonate de baryte, par sa combinaison avec

l'oxigène et l'acide carbonique. La même chose a lieu pour les iodures de calcium, de strontium, bases qui forment des sels insolubles avec l'acide carbonique.

L'iodure de magnésium, ou pour mieux dire la dissolution de la magnésie dans l'acide hydriodique, exposé à la chaleur, donne de la magnésie pour résidu.

Parmi les iodures métalliques, je citerai celui de zinc. Il suffit de mettre de l'iode au fond d'un vase, de la limaille de zinc par-dessus, et un peu d'eau, pour former ce sel. Le liquide devient d'abord extrêmement foncé; il y a production de chaleur : le liquide s'éclaircit ensuite assez promptement. Enfin, tout l'iode que l'on a mis en excès passe à l'état d'iodure de zinc.

On décompose cet iodure de zinc par le carbonate de potasse, et l'on a un précipité abondant de carbonate de zinc.

C'est par la combinaison de l'iode avec le zinc que l'on détermine le poids atomique de l'iode.

Cet iodure de zinc n'est pas cristallisable ; il est déliquescent. Quand on le chauffe, je veux dire quand on le distille, il cristallise comme le protochlorure d'antimoine.

Je ne parlerai pas des autres iodures : celui de fer est vert dans ses dissolutions.

L'iodure de plomb est d'un jaune orangé ;

L'iodure de cuivre est d'un blanc gris ;

Le periodure de mercure est rouge orangé ;

L'iodure d'argent est blanc, etc.

Relativement aux iodures, je ferai la même remarque que relativement aux chlorures : il y a beaucoup d'iodures qui peuvent former des sels doubles ; mais ce sont toujours des iodures de métaux ayant une tendance acide qui s'unissent avec des iodures dont les métaux ont une tendance alcaline. Ainsi les iodures de mercure, de platine, d'or, métaux qui présentent une tendance acide, peuvent former des doubles sels avec les autres iodures. M. Boulay fils a fait un travail sur cet objet.

Nous allons examiner une autre série de corps

que nous nommerons sulfures; mais nous nous arrêterons assez long-temps sur ces corps, en raison de leur importance et du grand nombre de leurs variétés. Cependant nous ne parlerons que des genres, et nous n'entrerons pas dans le détail des espèces.

Le soufre peut se combiner avec les corps simples et donner des sulfures; ces combinaisons se font facilement et directement. D'autres fois on prend de l'acide hydrosulfurique que l'on fait agir sur les bases. Il peut se former des hydrosulfates ou des sulfures, comme il peut se former des hydrochlorates ou des chlorures : la théorie est la même dans les deux cas. On n'est sûr de l'existence des sulfures que lorsqu'ils sont faits par la voie sèche.

Voici un tube qui contient de la baryte; on le chauffe avec quelques charbons; par cette extrémité on fait passer une source de gaz hydrogène sulfuré desséché par du chlorure de calcium qui lui enlève son eau; l'hydrogène s'emparera de l'oxigène de la base, et quand l'opération sera ter-

minée, il ne restera que du sulfure de barium.

Nous allons d'abord considérer ici les sulfures ou hydrosulfates simples, autrement, les monosulfures, c'est-à-dire, ceux qui sont composés d'un atome de soufre et d'un atome de métal; et les hydrosulfates, formés aussi d'un atome d'acide hydrosulfurique et d'un atome d'oxide.

Les sulfures s'obtiennent comme nous venons de le dire.

Les hydrosulfates sont obtenus d'une manière facile, en combinant un atome de base avec un atome d'acide hydrosulfurique. Les caractères des sulfures ne sont pas difficiles à constater.

Quand ce sont des sulfures ou des hydrosulfates solubles, il suffira de verser dessus un acide très faible, de l'acide carbonique même: il y aura dégagement de gaz acide hydrosulfurique, reconnaissable à son odeur particulière d'œufs pourris, à son inflammabilité. En le brûlant, il donne une belle flammme et l'odeur de l'acide sulfureux. Le liquide où le sel était en dissolution ne se trouble pas.

Les hydrosulfates ont pour caractère essentiel de donner par les acides un dégagement d'acide hydrosulfurique sans précipitation de soufre.

On peut décomposer les hydrosulfates en faisant passer dessus un courant d'acide carbonique, et réciproquement l'on peut décomposer les carbonates par un courant d'acide hydrosulfurique.

Les sulfures en dissolution donnent des précipités par les métaux : avec le plomb, nous aurons un précipité noir; avec l'argent, un précipité noir; avec l'arsenic, un précipité rouge orangé ; avec le zinc, un précipité blanc ; le manganèse donne un précipité d'un blanc sale. En un mot, les hydrosulfates sont des réactifs importans pour reconnaître les métaux par la couleur de précipité que l'on obtient.

Si les sulfures ne sont pas solubles, les acides ne peuvent pas servir pour donner des précipités; dans ce cas-là, il faut traiter par les alcalis qui s'emparent d'une portion de soufre. On jette le sulfure que l'on veut essayer dans un nitre fondu ; il se change en sulfate de potasse, par exemple,

si l'on a employé le sulfure de potasse. On reconnaît ensuite la présence de l'acide sulfurique et du soufre, par conséquent, par la baryte qui donne un précipité de sulfate de baryte.

Parmi les diverses bases, nous n'en avons qu'une qui puisse donner incontestablement un hydrosulfate, c'est l'ammoniaque. On unit directement l'acide hydrosulfurique avec l'ammoniaque, et l'on a un sel qu'il faut nécessairement nommer hydrosulfate d'ammoniaque. La combinaison doit avoir lieu sans le contact de l'air. On dégage d'un côté de l'ammoniaque, de l'autre de l'acide hydrosulfurique; on fait arriver ces deux gaz secs par des tubes dans un même vase, et l'on obtient un sel qui cristallise sur les parois.

IMPRIMERIE DE HUZARD-COURCIER,
rue du Jardinet, n° 12.

